В. Н. ВЕРХОВСКИЙ
проф. Педагогического ин-та им. Герцена

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

УЧЕБНИК ДЛЯ СРЕДНЕЙ ШКОЛЫ

ИЗДАНИЕ ВОСЬМОЕ

Утверждено НКП РСФСР

ГОСУДАРСТВЕННОЕ
УЧЕБНО-ПЕДАГОГИЧЕСКОЕ ИЗДАТЕЛЬСТВО
НАРКОМПРОСА РСФСР • ЛЕНИНГРАДСКОЕ ОТДЕЛЕНИЕ
ЛЕНИНГРАД • 1940

ПРЕДИСЛОВИЕ.

Данный учебник является переработанным изданием I, II и III частей учебника автора для средней школы, при составлении которого автор руководствовался постановлениями ЦК ВКП(б) о начальной и средней школе и стремился дать законченный круг систематизированных общеобразовательных знаний. Учебник был составлен при участии: В. А. Жегаловой (по курсу 7-го класса и по гл. XI), Я. П. Орловской (по курсу 7-го класса), Л. М. Сморгонского (глава „Кремний") и художника Ю. Д. Скалдина.

Книга предназначается для средней школы, но в нее включен также и курс 7-го класса, для того чтобы, штудируя книгу, учащиеся имели перед собой полный курс неорганической химии и легко могли навести справку или возобновить в памяти ранее пройденное.

Учебник предполагает изучение курса на основе эксперимента в классе-лаборатории под непосредственным руководством преподавателя. Книга должна служить главным образом для закрепления знаний и навыков, приобретенных в классе-лаборатории.

В учебнике даются краткие описания минимального числа лабораторных работ, доступных каждой школе с самой скромной лабораторией.

В изложении теоретического материала автор старался избегать догматизма, давая всем основным законам и понятиям конкретные предпосылки. Материал расположен таким образом, чтобы знания учащегося развивались и постепенно поднимались на более высокую ступень.

Теоретический материал находится в непосредственной связи с лабораторными работами и с производством, но не подчинен последнему. Материал этот вводит учащегося в материалистическое понимание совершающихся в природе процессов.

Предполагается, что в отдельных случаях преподавание будет строиться по исследовательскому методу, и материал в этих случаях располагается соответствующим образом. Вопросы в учебнике двух типов: в тексте — вопросы, заставляющие учащегося глубже вникнуть в излагаемый материал (иногда умышленно трудные), и в конце параграфов и глав — вопросы для повторения пройденного.

Кроме вопросов, в учебнике дан ряд задач и упражнений в расчетах и в составлении формул и равенств, а также — несколько задач экспериментального характера (см. также Гольдфарб и Сморгонский „Задачи и упражнения по химии").

В данное, восьмое, издание внесен ряд незначительных исправлений и добавлений.

Проф. *В. Верховский.*

Ленинград, 1940 г.

Ответств. редактор *А. Н. Коковин.* Техн. редактор *П. А. Классен.* Корректор *Н. Н. Васильева.*

Сдано в набор 9/I 1940 г. Подписано к печати 16/IV 1940 г. У-2. Учпедгиз № 12787. Леноблгорлит № 1849. Тираж 500 т. (6 т.—500 т.) экз. Печ. листов 22 + вклейка. Уч.-издат. листов 28,39. + 0.39. Бум. листов 11. Формат бумаги 60 × 92 *см.* Бумага Окуловской фабрики. Заказ № 593.

Государственное Учебно-педагогическое издательство Наркомпроса РСФСР. Ленинград, проспект 25 Октября, дом 28, 4-й этаж.

Издание восьмое.

2-я типография Огиза РСФСР треста „Полиграфкнига" „Печатный Двор" им. А. М. Горького. Ленинград, Гатчинская, 26.

I. ВЕЩЕСТВА И ИХ ПРЕВРАЩЕНИЯ.

Все предметы окружающего нас мира состоят из различных *веществ*. Железо, стекло, дерево, вода, сахар и т. д. — примеры веществ. Химия занимается изучением *веществ* и их *превращений*. Поэтому первый вопрос, на котором мы остановимся, приступая к изучению химии, — это, как различают и узнают вещества.

1. Вещества. Вещества различают по их *свойствам* — цвету, запаху, вкусу, удельному весу, большей или меньшей твердости, тугоплавкости, летучести и т. д. Например, описывая свойства сахара, мы можем сказать, что это — твердое, хрупкое вещество белого цвета, сладкого вкуса, не имеющее запаха, хорошо растворимое в воде, тяжелее воды, с удельным весом 1,58, буреющее при нагревании и т. д.

Для того чтобы познакомиться со свойствами какого-нибудь вещества, необходимо взять его в *чистом виде* — даже небольшая примесь постороннего вещества может как бы изменить его свойства. Например, чистая вода прозрачна, бесцветна и безвкусна, но если на стакан воды прибавить каплю молока, вода сделается мутной, каплю чернил — вода окрасится; от одной крупинки хинина вода примет горький вкус. Все это будут свойства не чистой воды, а воды, содержащей примеси.

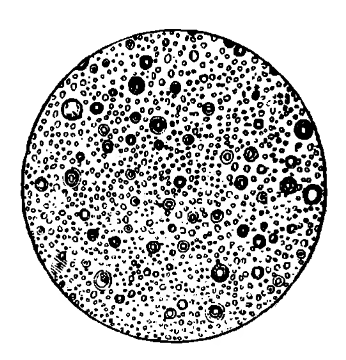


Рис. 1. Молоко под микроскопом.

В некоторых случаях мы сразу видим, что перед нами не чистое вещество, а *смесь* различных веществ. Возьмем, например, гранит. Мы замечаем в нем розоватые частички полевого шпата, полупрозрачные кристаллики кварца и темные блестящие чешуйки слюды. Гранит **неоднороден.**

В других случаях неоднородность какого-нибудь вещества сразу незаметна, но может быть обнаружена различными способами. Так, неоднородность молока можно обнаружить, дав ему постоять: в молоке отстаивается более густой слой сливок. Значит, молоко неоднородно. Можно также воспользоваться микроскопом. Под микроскопом хорошо видно, что молоко состоит из жидкости, в которой плавают шарики масла (рис. 1).

Неоднородность какого-нибудь порошка можно иногда обнаружить, разболтав порошок в воде. Если в порошке были вещества легче и тяжелее воды, то после отстаивания легкие вещества всплывут, а тяжелые — осядут на дно. Если в порошке есть вещества нерастворимые и растворимые, то нерастворимые дадут после взбалтывания с водой муть,

*

растворимые — прозрачный раствор. Для отделения мути воду после взбалтывания с порошком процеживают через пористую, непроклеенную,[1] так называемую *фильтровальную* бумагу — *фильтруют* (рис. 2). Для того чтобы узнать, не является ли полученная прозрачная жидкость (*фильтрат*) раствором, ее кипятят, пока вся вода не испарится, — *выпаривают*. Если при этом остается твердое вещество, значит оно было растворено в воде.

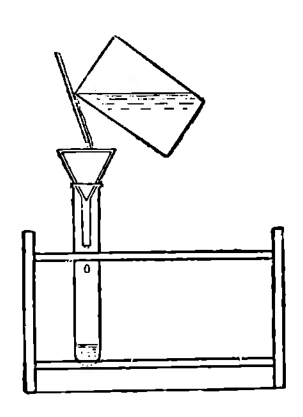


Рис. 2. Фильтрование жидкости.

Таким образом можно убедиться, что взятый порошок *неоднороден* — часть его не растворима в воде (муть), часть — растворима.

Вообще **неоднородными** веществами мы называем такие вещества, в которых мы можем обнаружить *отдельные кусочки* (как в граните или в порошке), *капельки* (как в молоке), *участки* (как в пестром изделии из пластмассы) *с неодинаковыми свойствами*.

Вещества, в которых мы не можем обнаружить неоднородности даже в самый сильный микроскоп, мы считаем веществами **однородными**.

Если вещество однородно, то это, однако, еще не значит, что оно чистое. Вода, в которой растворены сахар или соль, совершенно прозрачна и однородна, но это не чистая вода, а смесь. *Чистым* веществом будет только такое вещество, которое не содержит никаких посторонних примесей. Чистое вещество имеет свои характерные *постоянные свойства*, по которым его можно узнать и отличить от других веществ.

К числу *важнейших свойств*, характеризующих вещество, относятся свойства, которые можно *измерить*, как: удельный вес, температура кипения и температура плавления.

2. Некоторые способы очистки веществ, применяемые в технике.

1) Фильтрование. В лаборатории мутные жидкости фильтруют, как уже сказано, через пористую бумагу. В производстве же пользуются более прочными материалами — различного рода тканями. Заводский фильтр показан на рис. 3.

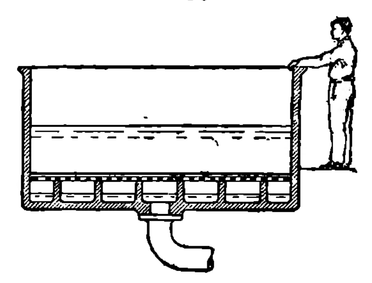


Рис. 3 (разрез). Фильтрование в заводском масштабе через материю, помещенную на решетчатую перегородку. Проходящую через фильтр жидкость обычно откачивают насосом. Тогда под давлением атмосферы жидкость проходит через фильтр гораздо быстрее.

2) Отстаивание. Если мутную жидкость оставить надолго стоять спокойно, — муть постепенно оседает на дно, и сверху жидкость делается совершенно прозрачной. Ее можно слить. Этим часто пользуются в производстве.

[1] Обыкновенная писчая и печатная бумага „проклеивается" смолистыми и другими клеящими веществами, делающими бумагу более плотной, не пропускающей чернил и краски.

3) Перегонка. Для отделения жидкостей от растворенных веществ жидкости *перегоняют*, или *дистиллируют*, т. е. обращают в пары, которые затем охлаждают.

■ **Опыт.** Профильтруйте немного заготовленной преподавателем мутной и окрашенной воды. Фильтр удерживает муть, но растворенной краски не удерживает.

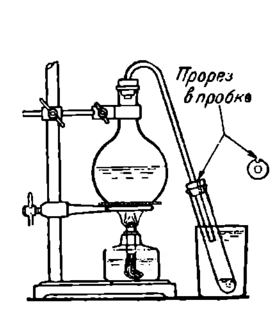


Рис. 4. Перегонка воды.

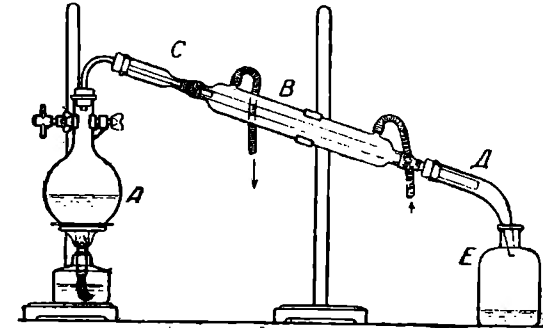


Рис. 5. Перегонка воды с холодильником Либиха.

Налейте немного профильтрованной окрашенной воды в колбочку прибора, изображенного на рис. 4.

Укрепите колбочку на штативе; пробирку, присоединенную к колбочке, погрузите в стакан с холодной водой. Пробка у пробирки должна быть с прорезом сбоку для выхода воздуха. Кипятите воду, пока в пробирке не соберется немного чистой *дистиллированной* воды. Краска остается в колбе. ■

На рис. 5 изображен прибор для перегонки жидкостей, применяемый обычно в химических лабораториях. Прибор состоит из колбы *А*, в которой кипятится жидкость, из холодильника *В*, в котором охлаждаются пары, и из приемника *Е*, в котором собирается перегнанная жидкость.

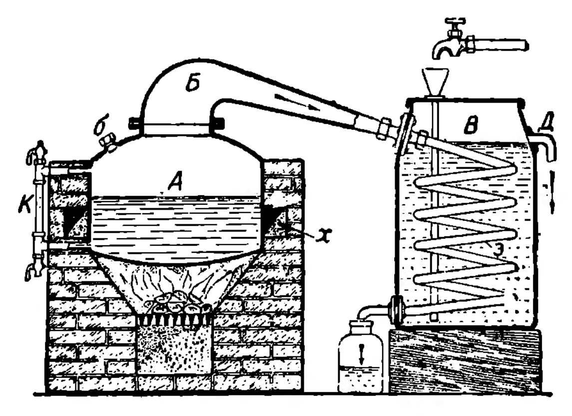


Рис. 6. Перегонный куб (разрез).

А — котел, вделанный в топку, *х* — дымоходы, *К* — водомерная трубка, *б* — отверстие для приливания воды, *Б* — крышка котла („шлем") прикрепляется болтами, *з* — змеевик. Змеевик погружен в сосуд *В*, через который протекает холодная вода, вытекающая через трубку *Д*.

Холодильник состоит из внутренней трубки *С*, по которой идут пары, и из наружной трубки *В*, по которой пропускается ток воды, охлаждающей внутреннюю трубку. На конец внутренней трубки надевается надставка *Д*, направляющая жидкость в приемник *Е*.

Для перегонки больших количеств жидкости пользуются большим медным котлом, или так называемым *перегонным кубом*, нагреваемым

в печи (рис. 6). В качестве холодильника служит согнутая спиралью оловянная или покрытая внутри оловом (луженая) трубка, так называемый змеевик, охлаждаемая водой.

ВОПРОСЫ ДЛЯ ПОВТОРЕНИЯ.

1. Как различают вещества?
2. Какого цвета стекло в окне?
3. Однородна ли почва?
4. Как очищают вещества?
5. Как получается и как называется вполне чистая вода?

3. Превращение веществ. С веществами могут происходить различные *изменения*. Эти изменения можно наблюдать на следующих опытах.

■ ***Опыты.*** Проделайте те из нижеследующих опытов, для которых в школе имеются материалы.

1) Сильно нагрейте в пламени лампочки стеклянную трубочку или палочку, кусочек фарфора, извести и затем дайте остыть. Наблюдайте происходящие явления и обратите внимание на то, что по остывании вещества оказались неизменившимися.

2) Накалите медную пластинку, держа ее щипцами или пинцетом. Счистите получившийся на меди темный налет (окалину) на бумагу лучинкой или ножом, снова накалите и опять счистите. Повторите это 2—3 раза. Если повторять это еще много раз, то можно было бы всю пластинку превратить в темный порошок. Этот порошок, или окалина, явно не похож на медь. Это — новое вещество. Медь *превратилась* в окалину.

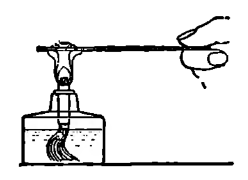


Рис. 7. Нагревание сахара на жестяной пластинке.

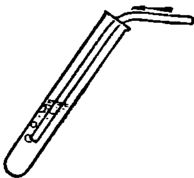


Рис. 8. Пропускание выдыхаемого воздуха через известковую воду.

3) Нагрейте кусочек ленты магния, держа щипцами или зажав в расщепленную лучинку, несколько крупинок сахара, выданного преподавателем порошка, насыпав их на жестяную пластинку (рис. 7). Во всех случаях вы замечаете образование *новых веществ*.

4) Налейте в пробирку немного (рис. 8) прозрачной *известковой воды* и продувайте через нее выдыхаемый воздух. Вы знаете из курса естествознания, что в выдыхаемом воздухе содержится углекислый газ. Известковая вода мутится. Это помутнение происходит потому, что из растворенной в воде извести и углекислого газа образуется *новое вещество*. Это — не растворимый в воде белый порошок, похожий на мел, который и делает воду мутной.

5) Слейте в пробирке два заготовленных преподавателем раствора и наблюдайте образование *нового вещества*. ■

В опытах 2—5 вместо взятых веществ получились новые вещества с новыми свойствами, не похожие на взятые вещества. Такие явления называют **химическими явлениями** или химическими превращениями веществ.

При химических явлениях вещества теряют свои прежние свойства, прежнее качество исчезает, появляется новое качество — новые вещества с совершенно иными свойствами.

В других случаях явления не сопровождаются образованием новых веществ. Например, при нагревании стеклянной трубочки она начинает краснеть, размягчаться, сгибаться, но стекло остается стеклом. По остывании трубки оно приобретает свои прежние свойства. Также не изменились от нагревания фарфор, известь. Такие явления, при которых не образуется новых веществ, относят к явлениям физическим.

Приведите примеры известных вам химических явлений в обыденной жизни и на производстве.

Будут ли химическими явлениями: 1. Ржавление железа? 2. Перегонка воды? 3. Превращение куска сахара в порошок при растирании в ступке? 4. Образование угля и золы при горении дерева? 5. Превращение свинца в дробь?

Остановимся более подробно на различных химических превращениях, или *химических реакциях.*

4. Реакция разложения. Познакомиться с реакцией разложения можно на следующих опытах.

■ ***Опыт 1.*** Нагрейте в пробирке очень немного (рис. 9) зеленого порошка — *углемедной соли* (встречается в природе в виде минерала малахита). Держите пробирку горизонтально и наблюдайте происходящие явления. ■

Рис. 9.

При нагревании углемедной соли получается новое черное вещество, которое по его свойствам есть не что иное, как та же медная окалина, или окись меди, которая получается при накаливании меди (стр. 6). На холодных стенках пробирки осели капельки воды. Откуда взялись эти два вещества? Они *образовались* из углемедной соли, которая как бы исчезла.

При химических реакциях могут выделяться вещества в газообразном состоянии. Мы можем видеть газы только в том случае, если они имеют цвет. Бесцветные газы, выделяющиеся при реакции, легко могут ускользнуть от нашего внимания. Благодаря этому газы начали различать и изучать лишь в конце XVIII в., когда научились их собирать над водой.

Нужно сказать, что изучению газов сильно мешала религия. В XVIII в., например, смерть людей, спускавшихся в погреба и колодцы, в которых скопился углекислый газ, объяснялась вмешательством злых духов и дьявола. Церковники яростно боролись с учеными, доказывавшими, что здесь дело не в духах и не в дьяволе, а в выделении вредных газов.

Так как церковники в те времена имели большую силу, то они очень тормозили развитие науки, оказывая давление на ученых.

Проделывая опыт нагревания углемедной соли, мы не замечаем, что, кроме окиси меди и воды, образуется еще бесцветный газ. Его можно собрать.

■ ***Опыт 2.*** Составьте прибор, как на рис. 10. Насыпьте в пробирку *а* углемедной соли (a_1), примерно, столько, сколько показано на рисунке, вставьте на место пробку с трубкой и укрепите пробирку в зажиме штатива. Вторую пробирку *б* наполните до краев водой, заткните пальцем, переверните, погрузите в воду и отнимите палец под водой. Таким же

образом погрузите в стакан еще одну пробирку. Когда все готово, начните нагревать углемедную соль. Нагревайте сначала в месте, обозначенном на рис. 10 буквой *в*, а затем постепенно подвигайте пламя к донышку пробирки. После того как из газоотводной трубки начнут выделяться пузырьки газа, выждите некоторое время, чтобы газ вытеснил из пробирки *а* находящийся там воздух, и затем соберите газ в пробирки над водой.

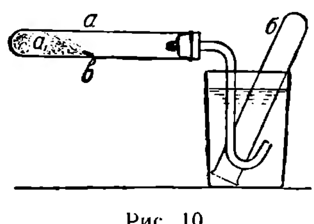


Рис. 10.

Что это за газ? Из курса естествознания известны свойства некоторых газов. Мы знаем, что в кислороде тлеющая лучинка вспыхивает, в углекислом газе и азоте горящая лучинка гаснет. Отличить углекислый газ от азота можно при помощи известковой воды. Собранный нами газ гасит лучинку и мутит известковую воду. Значит — это *углекислый газ.* ■

■ ***Опыт 3.*** В пробирке нагрейте немного (рис. 11) *окиси ртути*, держа пробирку наклонно, как на рис. 11. Нагревать нужно *сильно* и *долго* в самой жаркой части (в верхней трети) пламени. Опустите в пробирку тлеющую лучинку. Вы убеждаетесь, что в пробирке *кислород.* На холодных стенках пробирки вы видите капельки *ртути.* ■

Рис. 11. Нагревание окиси ртути.

При наблюдаемых явлениях из одного *вещества* у нас получалось *два или несколько новых веществ с новыми свойствами.* Подобные химические реакции называются **реакциями разложения.**

Реакцию разложения углемедной соли можно для краткости изобразить условно в виде **равенства**:

углемедная соль = окись меди + вода + углекислый газ.

Задача. Напишите такое же равенство для реакции разложения окиси ртути.

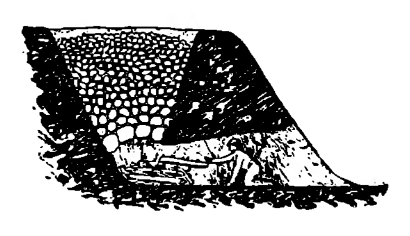


Рис. 12. Простейшая печь для обжига известняка (разрез). Известняк загружается в яму, устроенную в склоне горы. Снизу разводится огонь.

Реакция разложения нередко применяется в технике. Так, например, при обжиге *известняков* (известняк, мрамор, мел) происходит реакция разложения. Получаются два новых вещества — известь (жженая), которая применяется как материал при постройках, и углекислый газ:

известняк = известь +
+ углекислый газ.

На рис. 12 изображена в разрезе простейшая печь для обжига известняка.

5. Реакция соединения. Химическая реакция может происходить не только с одним веществом, как в предшествующих примерах, но и в тех случаях, когда мы берем два или несколько веществ.

Пример химического взаимодействия двух веществ легко наблюдать на реакции между железом и серой. Железо и серу мы возьмем в виде мелких порошков.

Железо в порошке серовато-черного цвета и, как и многие другие металлы в измельченном виде, не имеет характерного металлического блеска, но обладает всеми другими свойствами железа — притягивается магнитом, тонет в воде и т. д.

Сера — порошок желтого цвета, горит синим пламенем, при взбалтывании в воде всплывает на поверхность (так как не смачивается водой), не притягивается магнитом.

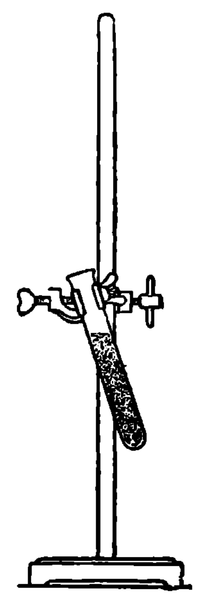
■ *Опыт 1.* Возьмите ложечкой или деревянной лопаточкой примерно равные объемы порошков серы и железа и хорошо смешайте их в ступке или пальцем на четвертушке писчей бумаги, тщательно растирая все комочки.

Полученный порошок по его виду можно принять за новое вещество. Отдельных крупинок мы не видим. Порошок *кажется однородным*.

Чтобы убедиться, однородно ли полученное вещество, всыпьте часть порошка в воду и взболтайте лучинкой. Вы убеждаетесь, что вещество *неоднородно*. ■

Ясно, что свойства смеси порошков серы и железа будут меняться в зависимости от количества взятых порошков. Больше серы — порошок будет желтее, меньше — темнее.

Между порошками серы и железа при их смешивании не происходит никакой химической реакции и не получается новых веществ. Однако реакцию можно вызвать, если смесь порошков нагреть. При этом порошки лучше взять в определенных количествах, а именно: на 7 весовых частей железа — 4 весовых части серы.


Рис. 13. Пробирка со смесью серы и железа.

■ *Опыт 2.* Отвесьте 3,5 *г* железа и 2 *г* серы. Очень тщательно смешайте порошки в ступке или на бумаге. Убедитесь, что и в этом случае у вас получилось неоднородное вещество — смесь, а не новое вещество.

Всыпьте смесь в пробирку, оставив немного на бумаге. Укрепите пробирку на штативе (как на рис. 13) так, чтобы она находилась над железной доской штатива (если штатив деревянный, подложите под пробирку кусок жести и т. п.). Осторожно прогрейте всю пробирку, а затем нагревайте сильнее снизу до тех пор, пока не начнется реакция, что вы сразу же заметите. Как только начнется реакция, отставьте лампочку и наблюдайте. Вы замечаете, что порошок сам собою *раскаливается* — происходит выделение тепла.

Дайте полученному веществу остыть. Разбейте пробирку и отделите куски стекла. Полученное вещество не похоже ни на взятый порошок, ни на железо, ни на серу.

Разотрите вещество в ступке в порошок. Цвет порошка не похож на цвет взятой смеси. Взболтайте полученный порошок с водой — порошок тонет. Результаты совершенно иные, чем для первоначального порошка. ■

После нагревания смеси у нас получилось новое качество — новое вещество с новыми свойствами. Оно образовалось при химическом *соединении* серы с железом. Эти *два* вещества образовали *одно* новое вещество, в состав которого они и вошли. Это вещество называется — сернистое железо. Произошла химическая реакция, обратная реакции разложения. Она называется — **реакция соединения.** При реакции соединения *из двух веществ получается одно новое вещество.*

Вещество, полученное при реакции соединения, сернистое железо, можно назвать: „химическое соединение серы с железом“ или, просто, „соединение серы с железом“. Как видно, слово „соединение“ можно применять и к явлению, т. е. к реакции, и к полученному веществу.

Реакцию можно изобразить так:

сера + железо = сернистое железо.

Наблюдая явления, происходящие при реакции между серой и железом, некоторые учащиеся думают, что здесь суть в том, что сера или железо „сгорают“. Они правы только отчасти. Действительно, небольшая часть нагретой серы на поверхности порошка, там, где он соприкасается с воздухом, загорается, и мы видим пламя горящей серы. Но это только небольшая часть, главная же масса серы не сгорает, а соединяется с железом. При этом соединении, как и при горении, происходит *разогревание*, масса раскаляется.

Реакция между серой и железом произошла бы и в том случае, если бы взять больше железа или больше серы, чем 3,5 *г* и 2 *г*, но при этом остались бы несоединившиеся либо сера, либо железо.

С серой могут соединяться многие металлы: медь, цинк, алюминий и другие. Реакции здесь также идут в определенных весовых отношениях: на 4 *г* меди — 1 *г* серы, на 2 *г* цинка — 1 *г* серы и на 2,7 *г* алюминия — 4,8 *г* серы.

Для того чтобы вызвать реакцию, мы в рассмотренных случаях пользуемся нагреванием, но бывают и такие случаи, когда вещества соединяются между собой и без предварительного нагревания. Примером может служить применяемая в технике реакция соединения жженой извести (стр. 8) с водой, или „гашение“ извести. Известь просто обливают водой. Происходит сильное разогревание, известь рассыпается в порошок, получается новое вещество с новыми свойствами — гашеная известь:

жженая известь + вода = гашеная известь.

Смесь гашеной извести с песком и водой применяется при постройках.

Разогревание или, как принято говорить, *выделение тепла* является характерным признаком многих химических реакций соединения. Иногда это выделение тепла очень велико, как при горении дерева и других веществ, при реакции между серой и металлами, иногда меньше, как при гашении извести. По выделению тепла мы можем заключить, что произошла химическая реакция. Если же тепло не выделяется, то мы можем предполагать, что никакого нового вещества не получилось, что

реакция не произошла, а получилась только смесь. Но это будет только предположение, так как бывают и такие реакции соединения, при которых тепло не выделяется. Для разрешения вопроса необходимо более подробное исследование, доказывающее неоднородность полученной смеси или образование нового вещества.

6. Химические превращения в жизни, на производстве и в природе. Мы познакомились с двумя основными типами химических реакций. Самые разнообразные и сложные реакции в большинстве случаев могут быть сведены к этим двум основным типам реакций.

Теперь, получив некоторые знания по химии, посмотрим внимательно на окружающую нас жизнь. Мы заметим, что и в домашней жизни, и в природе, и на производстве мы на каждом шагу сталкиваемся с изменениями веществ, с химическими превращениями.

При горении дров в печи из дров получаются новые вещества и выделяется тепло. Приготовление пищи сопровождается целым рядом химических превращений. Мука, из которой печется хлеб, получает ряд новых свойств; мясо, яйцо — также. При скисании молока получаются новые вещества, имеющие кислый вкус. Прибавляя к тесту соду или „аммоний“, мы пользуемся превращениями этих веществ, при которых из них выделяются газы, придающие тесту рыхлость, и т. д.

В организме человека и животных, как известно из курса естествознания, идет непрерывное превращение употребляемых в пищу веществ в новые вещества, из которых организм строит клетки и ткани своего тела. Процесс дыхания также сопровождается химическими превращениями в организмах.

Химические процессы идут и в организме растения. Всякая жизнь связана с бесконечным рядом химических превращений.

В неживой природе также совершаются химические превращения, например, гранит, разрушаясь, превращается в песок и глину, другие горные породы также медленно и постепенно изменяются.

На производстве мы на каждом шагу встречаемся с химическими превращениями. Целый ряд природных сырых материалов, подвергаясь химическим превращениям, дает различные новые ценные продукты: из известкового камня получают известь, из землистых и каменистых руд — ценные металлы, из глины — фарфор и фаянс, из известняка, соды и песка — стекло, из сала — мыло, стеарин, глицерин, из картофеля — спирт. На химических заводах готовят различные красящие вещества самых разнообразных цветов и оттенков, кислоты, соли, взрывчатые и отравляющие вещества, лекарства, искусственные удобрения и т. д.

Помимо химических превращений, при которых получаются ценные продукты, вокруг нас идут химические процессы, для нас нежелательные: железо ржавеет, медь чернеет и зеленеет, дерево тлеет, пищевые продукты гниют и т. д.

Вообще вокруг нас идут непрерывные изменения веществ. Иногда эти изменения незначительны, и результат их сказывается через очень долгое время, иногда превращения происходят на наших глазах.

В окружающей нас природе идут непрерывные изменения, превращения — *непрерывное движение.*

В этом естественном и непрерывном движении веществ природы принимает самое деятельное участие человек, который старается овладеть

естественными процессами, изучает их и, изучив, заставляет их итти в нужном для него направлении. Воздействуя на природу на своих заводах и фабриках, в своих лабораториях, в колхозах и совхозах, человек подчиняет ее себе и заставляет служить своим целям.

Ведя непрерывную борьбу за овладение естественными процессами, человек освобождается от полного подчинения природе. Достижения в этом отношении все выше и выше поднимают человека над природой, и он постепенно превращается из раба природы, видящего в проявлениях природы божественные силы, в ее господина; но эти достижения человечество не всегда может полноценно использовать. Здесь все зависит от того, в чьих они находятся руках. В *странах капитализма* достижения науки и техники используются для того, чтобы небольшая *кучка капиталистов* успешнее вела конкуренцию и борьбу на мировом рынке и непрерывно увеличивала свои громадные частные капиталы. Массам же трудящихся это не только не приносит облегчения, но, наоборот, неизбежно порождает все бо́льшую и бо́льшую нищету и безработицу.

Кроме того, в капиталистических странах используются только такие достижения науки, открытия, изобретения, которые выгодны капиталистам. Все, что могло бы повредить их частным интересам, искусственно устраняется, скрывается, тормозится, как бы ценно оно ни было для всех трудящихся.

В *социалистической же стране* каждое научное достижение сейчас же используется для практических целей и становится достоянием *всех трудящихся*. Это ведет к улучшению материального и культурного уровня широких масс трудящихся и вооружает их для сознательной и плановой борьбы за овладение природой. Только в руках пролетариата наука может победоносно двигаться вперед, давать те результаты, которые она может дать, и становится действительно мощным орудием в борьбе человека с природой и в освобождении его от религиозных предрассудков, тормозящих всякий прогресс.

ВОПРОСЫ ДЛЯ ПОВТОРЕНИЯ.

1. Чем отличается химическое явление от физического?
2. Какие типы химических превращений вы знаете?
3. Назовите вещества, которые вы разлагали. Что вы получили?
4. Изобразите проделанные реакции схемами.
5. Приведите пример применения реакции разложения в производстве.
6. Приведите примеры реакции соединения.
7. Приведите примеры химических превращений на близком вам производстве.

II. ВОДА.

В задачи химии входит изучение веществ, их свойств, состава и химических реакций.

Для того чтобы познакомиться с тем, как изучаются вещества, остановимся на одном определенном веществе и попробуем изучить его более или менее подробно. В качестве такого вещества возьмем самое обыкновенное вещество — *воду*.

1. Вода в природе. Вода является одним из самых распространенных веществ. В жидком и твердом состояниях, в виде морей, озер, рек, снега и льда, вода занимает около 71% земной поверхности. Она пропитывает

землю, горные породы, находится в виде паров в воздухе, входит в состав животных и растений. В теле человека вода составляет около 75% веса, в некоторых овощах, как огурцы, воды содержится 95% и более.

Количество воды обыкновенно определяют высушиванием веществ при 100°.

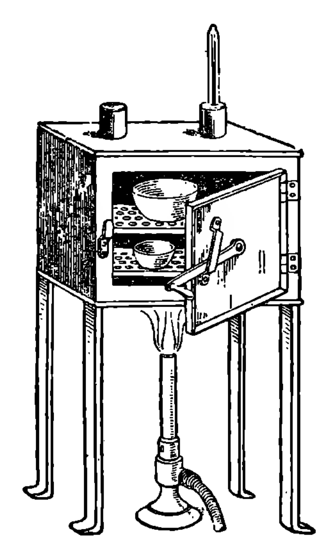


Рис. 14. Сушильный шкаф.

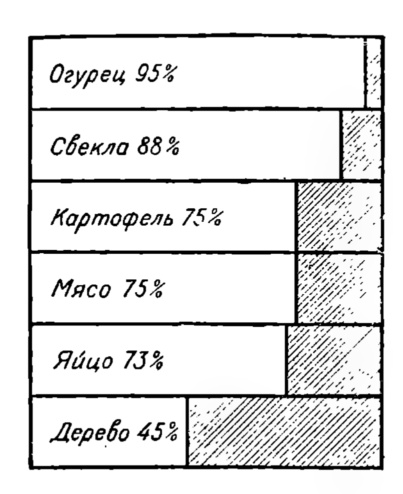


Рис. 15. Содержание воды (незаштрихов.) в различных продуктах.

На рис. 14 показан способ высушивания, применяемый в химических лабораториях. Высушиваемое вещество помещается в чашку, взвешивается и ставится на полку *сушильного шкафа*, нагреваемого газовой горелкой или электричеством. Температура постепенно повышается и под конец поддерживается немного выше 100°, пока вес чашки с веществом при повторных взвешиваниях не перестанет уменьшаться.

На диаграмме (рис. 15) дано содержание воды в различных растительных и животных продуктах.

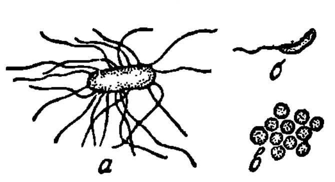


Рис. 16. Встречающиеся в воде болезнетворные микроорганизмы (увеличенные в 300 раз).

а — бактерии тифа, *б* — бактерии холеры, *в*—стафилококки, вызывающие нагноение.

Природная вода никогда не бывает вполне чистой. В ней могут содержаться как нерастворимые *примеси*, иногда заметные на-глаз, так как они делают воду мутной, так и растворимые. Присутствие растворимых примесей по внешнему виду воды обычно незаметно. Вода может быть бесцветна и прозрачна, но после выпаривания дает *остаток*. Такая вода часто образует накипь в котлах и самоварах.

Нерастворимые вещества, содержащиеся в воде в виде мути, или, как говорят, „во взвешенном“ состоянии, или в виде *суспензии* (слово, взятое из латинского языка и имеющее то же значение, что и слова „во взвешенном состоянии“), могут быть самые разнообразные: мельчайшие частички песка, глины и других горных пород, остатки растений

и животных и, наконец, живые микроскопические существа — различные инфузории, бактерии и прочие микроорганизмы. Среди них могут быть и такие, которые являются причиной различных заболеваний, — *болезнетворные* микроорганизмы (рис. 16).

Вода имеет *громадное значение* в нашей жизни. Мы пользуемся водой для питья, для приготовления пищи, для мытья, для устройства водяного отопления и т. д. Без воды немыслимо сельское хозяйство, так как вода необходима и для растений и для животных. Вода рек, озер и морей дает нам удобные и самые дешевые пути сообщения. Мы пользуемся водой как двигательной силой не только для мельниц, но и для таких грандиозных сооружений, как Днепрогэс, Волховгэс и т. п., где падение воды используется для получения громадных количеств электрической энергии. Вода необходима при постройках, для замешивания глины, извести, цемента.

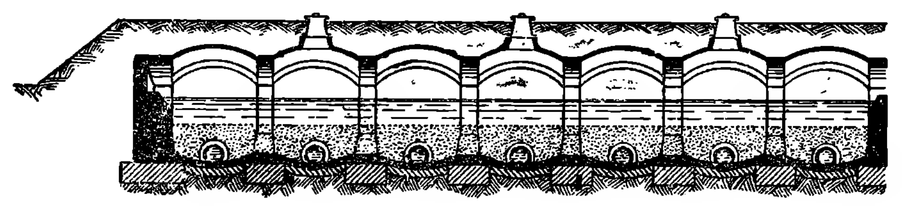


Рис. 17. Городской фильтр в разрезе.

Почти ни одно *производство* не может обойтись без воды. Вода нужна для паровых котлов и турбин, для различного рода холодильников, для растворения различных веществ, для промывания, отмывания, размачивания, для крашения, дубления и т. д.

2. Очистка воды и физические свойства чистой воды. И для питья и для многих производств природную воду приходится *очищать*.

Для отделения от воды взвешенных примесей ее фильтруют. Для фильтрования воды обычно применяются песочные фильтры. В больших городах *песочные фильтры* устраиваются громадных размеров, площадью до нескольких гектаров. Простейшие песочные фильтры — это вырытые в земле бассейны, обложенные не пропускающим воду материалом (цементом), крытые сводами, поверх которых насыпается слой земли, предохраняющий воду от нагревания летом и от замерзания зимою. В бассейны помещается слой песка. Фильтрующаяся вода собирается в расположенные на дне трубы, по которым поступает в водопровод (рис. 17 и 18).

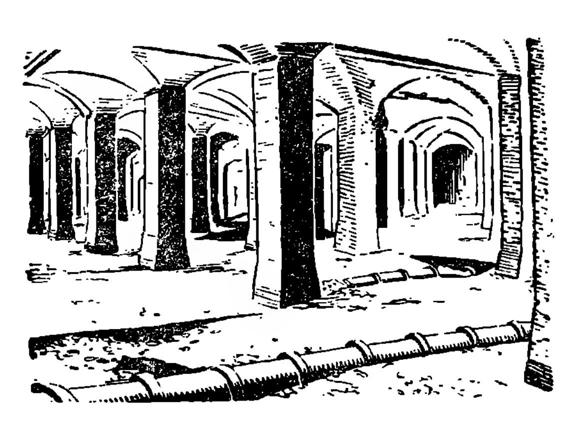


Рис. 18. Внутренний вид городского фильтра, из которого удален песок (по фотографии).

Фильтрование через песок не вполне освобождает воду от микроорганизмов. Поэтому в местностях, где в воде много болезнетворных

микроорганизмов (как в Ленинграде), воду на водопроводных станциях, кроме фильтрования, еще обезвреживают прибавкой различных убивающих микроорганизмы (дезинфицирующих) веществ, как хлор [1] (хлорирование воды).

Если вода не обезвреживается или недостаточно обезвреживается химическим способом, то, для того чтобы убить болезнетворные организмы, воду перед употреблением кипятят.

Вполне чистую, не содержащую ни взвешенных, ни растворенных веществ, воду можно получить перегонкой, или дистилляцией (*дистиллированная вода*), с которой мы уже знакомы (стр. 4—5).

Напомним *физические свойства* чистой воды, которые должны быть знакомы из курсов естествознания и физики.

Удельный вес воды принимают за единицу. Вода *кипит* при 100° Ц, *замерзает* при 0°.

Цвет воды. Мы считаем воду бесцветной, но на самом деле она светлоголубого цвета и только в тонком слое кажется бесцветной, подобно оконному стеклу (если посмотреть на кусок стекла с ребра, то ясно видно, что стекло имеет зеленоватый или синеватый цвет).

Вкус воды. Чистую дистиллированную воду, по сравнению с питьевой водой, мы назовем невкусной. Ключевая и вообще хорошая питьевая вода кажется нам вкусной потому, что в ней содержатся растворенные соли и газы; совершенно же чистая вода — невкусна.

Вода плохо проводит *тепло* и почти не проводит *электричества.*

3. Вода — растворитель. Вода является *растворителем* для очень многих веществ как твердых, так жидких и газообразных.

Мы уже встречались с растворами и знаем, что раствором можно считать жидкость, содержащую постороннее вещество, но совершенно однородную, в которой нельзя обнаружить никаких взвешенных частиц и никакой мути. В обыденной жизни раствором часто неправильно называют разболтанную в воде известь или разболтанную глину. Это, конечно, не растворы, а взвеси, *суспензии* (стр. 13).

Вещества можно разделить на хорошо растворимые, мало растворимые и нерастворимые.

Задача. Получите у преподавателя пробирки с отмеренными количествами воды и растворите в них различные выданные преподавателем твердые вещества. В пробирки, где взятые вещества растворились нацело, прибавляйте их понемногу еще до тех пор, пока они не перестанут растворяться, все время продолжая взбалтывать раствор.

Нагрейте жидкость в пробирках с веществами, не растворившимися нацело, почти до кипения (не кипятите!) и, если вещество растворится, прибавляйте еще. Охладите растворы, полученные при нагревании, и наблюдайте за результатом.

Характеризуйте растворимость данных вам веществ (хорошо растворимое, мало растворимое, нерастворимое).

Можно ли вещества, которые при взбалтывании и после нагревания не растворились, считать нерастворимыми? Может быть, они хотя немного растворяются? Подумайте, как решить этот вопрос.

Раствор, в котором данное вещество при данной температуре уже более не растворяется, называется — **насыщенный раствор.**

---

[1] Хлор — ядовитый газ. С водой хлор постепенно образует соляную кислоту, слабый раствор которой для нас безвреден.

Для большинства твердых веществ с повышением температуры растворимость увеличивается.

Растворимость данного вещества при данной температуре можно характеризовать числом граммов вещества, способным раствориться в 100 *г* растворителя. Это число называется *коэфициентом растворимости* или просто *растворимостью* данного вещества.

Растворимость различных веществ весьма различна. Так, в 100 *г* воды при 20° может раствориться 200 *г* сахара, 36 *г* поваренной соли, 31 *г* селитры, 23 *г* медного купороса, 0,2 *г* гипса и т. д.

Увеличение растворимости от нагревания для различных веществ различно. Растворимость селитры увеличивается значительно, поваренной соли — очень мало.

Кроме воды, и другие жидкости могут быть растворителями. Так, различные жиры хорошо растворяются в бензине, смолы — в спирте и в скипидаре, некоторые металлы — в ртути и т. п. При этом, если вещество хорошо растворяется в одном растворителе, оно может совсем не растворяться в другом. Всем известно, что жиры, хорошо растворяющиеся в бензине, совсем не растворяются в воде. Растворимостью жиров и масел в бензине пользуются на практике для вывода пятен. Растворимостью смол в спирте — для приготовления лаков и политур и т. д.

Вещества, растворимость которых от нагревания увеличивается, при охлаждении раствора снова выделяются. Они очень часто выделяются в виде **кристаллов** — многогранников, тел, ограниченных плоскими поверхностями.

■ ***Опыт 1.*** Чтобы получить крупные кристаллы, растворите при нагревании в колбочке 10 *г* селитры в 13 *см*³ воды, вылейте горячий раствор в стакан, прикройте его бумажкой и дайте медленно охлаждаться. На дне стакана появляются кристаллы в виде тонких призм. ■

■ ***Опыт 2.*** Приготовьте раствор поваренной соли, насыщенный при обыкновенной температуре. Когда соль перестанет растворяться, нагрейте раствор. Вы не заметите, чтобы растворимость увеличилась значительно. Для проверки слейте горячий раствор с осадка в стакан и дайте охладиться. Кристаллов выпадает очень мало.

Дайте стакану с охлаждающимся раствором постоять несколько дней. По мере испарения воды количество выделившихся кристаллов увеличится и они сделаются больше. ■

Вещества могут выделяться из раствора в форме кристаллов не только при охлаждении насыщенного раствора, но и при медленном испарении из раствора воды при обыкновенной температуре. Этим пользуются для получения соли из морской воды, из воды соляных источников.

Растворением и выделением из раствора растворенного вещества пользуются в лабораториях для отделения растворимых веществ от нерастворимых.

Задача. Попробуйте очистить нечистую поваренную соль от нерастворимых примесей. Обдумайте ход работы и посоветуйтесь с преподавателем.

При выделении из раствора сразу большого количества кристаллов они как бы мешают расти друг другу и получаются неполными. Но если

выбрать один небольшой, хорошо образовавшийся кристалл, отделить от остальных и поместить в насыщенный раствор соответствующего вещества, например, подвесить на нитке (рис. 19), то вещество выделяется, главным образом, на подвешенном кристалле. Кристалл постепенно и совершенно равномерно увеличивается, сохраняя свою первоначальную форму.

Если кристаллу ничто не мешает правильно расти, то он со всех сторон оказывается ограниченным *плоскими поверхностями, гранями*, причем каждые две соседние грани образуют друг с другом определенные двугранные углы, постоянные для данного вещества.

Рис. 19. Рощение кристалла.

Форма, в которой кристаллизуется данное вещество, служит для него характерным признаком; например, поваренная соль кристаллизуется в форме *кубов* (рис. *20, а*), квасцы — в форме *октаэдров (б)*, селитра — в форме *призм (в)*, горькая, или серномагниевая, соль — также в форме *призм (г)*, медный купорос — в виде совсем иной формы *призм (д)*.

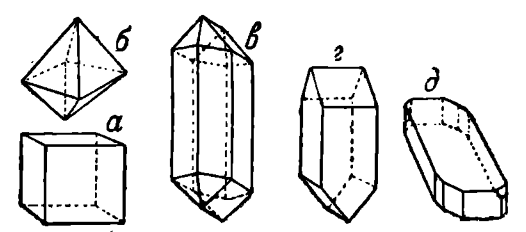


Рис. 20. Формы кристаллов.
а — поваренная соль, *б* — квасцы, *в* — селитра, *г* — серномагниевая соль, *д* — медный купорос.

Форма кристаллов не является чем-то случайным. Частички веществ, образуя кристаллические тела, располагаются в пространстве определенным образом. Можно найти ряд закономерностей, которым подчиняются формы кристаллов, и разделить кристаллы на несколько определенных „систем". Изучением кристаллов занимается наука *кристаллография*.

Помимо внешней формы, кристаллы имеют и другие *характерные особенности*. Так, вещество в кристалле, будучи во всех своих частях химически однородным, обладает, однако, по различным направлениям неодинаковыми физическими свойствами. Для того чтобы пояснить эту особенность кристаллов на примере, представим себе, что из какого-либо кристалла вырезано несколько стерженьков одинаковых размеров, но таким образом, что направления их в теле кристалла пересекаются между собой под различными углами (рис. 21). При исследовании этих стерженьков оказывается, что они разламываются не одинаково легко и под различными углами, обладают различными оптическими свойствами, различными теплопроводностями и т. д.

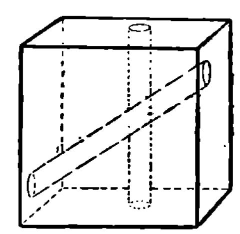


Рис. 21. Стерженьки, вырезанные из кристалла поваренной соли.

Во многих кристаллах различие свойств в различных направлениях резко сказывается в так называемой **спайности**, состоящей в том, что кристаллы легко раскалываются по некоторым определенным направлениям. Так, например, кусок каменной соли при разбивании раскалывается

по взаимно перпендикулярным плоскостям, так что полученные куски имеют обыкновенно форму параллелепипедов. Прекрасный пример спайности представляет слюда, которая, как известно, легко разделяется на тонкие пластинки.

На основании описанных свойств кристаллов мы можем называть вещество **кристаллическим** и в том случае, если оно не имеет *формы* кристалла.

Вещества, в которых мы не можем обнаружить признаков кристаллов, у которых свойства по всем направлениям одинаковы, мы называем некристаллическими или **аморфными** (от греческого слова „аморфос"— бесформенный). Примерами аморфных веществ могут служить: стекло, целлулоид, желатина, смола, гуммиарабик и т. п.

Искусственно можно придать куску стекла форму куба и отшлифовать его грани. С другой стороны, можно лишить кристалл поваренной соли плоских граней, например, придав ему форму шара. Тем не менее, легко обнаружить, что в первом случае, несмотря на внешнюю форму кристалла, мы имеем вещество аморфное, во втором — вещество кристаллическое. При ударе стеклянный куб будет раскалываться на куски неопределенной формы, тогда как шар из поваренной соли будет раскалываться по направлениям вполне определенным и давать куски правильной формы (параллелепипеды).

Весьма многие вещества известны и как аморфные вещества и как кристаллические. Поэтому говорят, что вещества могут находиться в *кристаллическом и аморфном состояниях*. Так, известный нам черный порошок окиси меди есть окись меди в аморфном состоянии. Та же окись меди встречается в природе в кристаллическом состоянии, в виде так называемой черной медной руды. Гашеная известь получается обыкновенно в аморфном состоянии, но может быть получена также в виде блестящих кубических кристаллов.

Кристаллы могут получаться не только *из растворов*, но и *при застывании жидких веществ* (лед — вещество кристаллическое; при застывании расплавленных металлов образуется масса кристаллического сложения), *при охлаждении паров* некоторых веществ (как, например, иода), *при некоторых химических реакциях*.

Жидкости могут растворяться в других жидкостях либо в любой пропорции, как спирт и вода, керосин и бензин и т. п.; либо могут совсем не растворяться, как ртуть и вода, масло и вода; либо в некоторых случаях, как, например, вода и серный эфир, растворяются друг в друге частично.

■ ***Опыт 3.*** Взболтайте масло с водой и дайте постоять. Масло всплывает наверх. ■

Для того чтобы убедиться, что *газы* могут растворяться в воде, проделайте следующий опыт.

■ ***Опыт 4.*** Наполните свежей водой из водопровода или из колодца пробирку доверху, опустите отверстием в стакан с водой и конец нагревайте, как показано на рис. 22 (не кипятите). В верхней части пробирки собираются пузырьки выделившегося из воды воздуха. ■

Итак, вода — вещество сложное. При разложении воды получаются *два* объема *водорода* и *один* объем *кислорода*.

То, что вода — вещество сложное, можно заключить не только на основании опыта с пропусканием через воду электрического тока, но и на основании *реакции* между водой и некоторыми металлами.



Антуáн Лорáн Лавуазьé (Antoine Laurent Lavoisier) 1743—1794.

■ ***Опыт.*** В пробирку с небольшим количеством воды, 1—2 *см*³, бросьте щепотку стружек металла ***кальция*** и выделяющийся газ испытайте зажженной лучинкой. Это — *водород*.

Что же за белое вещество получилось вместо кальция? Это вещество — знакомая вам *гашеная известь*. Вы в этом легко можете убедиться на опыте. Добавьте в пробирку, в которой вы действовали водой на кальций, немного воды, сильно взболтайте и отфильтруйте часть раствора во вторую пробирку. Чтобы убедиться, что отфильтрованная жидкость есть известковая вода, т. е. раствор извести в воде, продувайте через воду по трубочке выдыхаемый воздух — вода мутится. ■

Известь — вещество сложное. В состав ее входит кальций, которым мы действуем на воду.

Реакцию между кальцием и водой можно изобразить так:

вода + кальций = известь + водород.

То, что вода — вещество сложное, было впервые доказано знаменитым французским ученым А. Лавуазьé (Lavoisier, 1743—1794) в конце XVIII в.

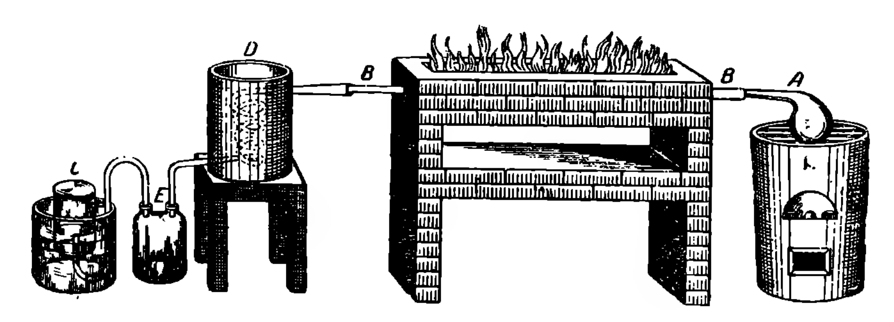


Рис. 24. Прибор Лавуазье для разложения воды.

Лавуазье также наблюдал реакцию между водой и металлом. Только он брал не кальций, который тогда еще не был известен, а железо. Железо вступает в реакцию с водой только в накаленном состоянии. На рис. 24 изображен прибор Лавуазье.

Пары воды, кипевшей в реторте *A*, проходили через накаленную на жаровне железную трубку *B*. Выделявшийся при реакции между водой и железом водород собирался в сосуде *C*; пары воды, не успевшие вступить в реакцию с железом, охлаждались в холодильнике *D*, и вода собиралась в склянке *E*.

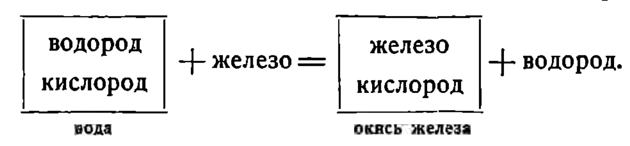
Лавуазье обнаружил, что железная трубка покрывается внутри черным слоем. Это — соединение железа с кислородом, магнитная окись железа (притягивается магнитом).

Реакцию между водой и железом можно изобразить так:

вода + железо = окись железа + водород.

Происходящая между водой и металлом реакция не является ни реакцией соединения, при которой из двух веществ получается одно, ни реакцией разложения, при которой из одного вещества получаются два или несколько новых веществ. Мы берем *два вещества*, воду и металл, и получаем *два новых вещества*: окись металла и водород. Этот новый для нас тип химической реакции носит название — **реакция замещения.**

Реакцию между водой и железом можно изобразить более наглядно, если поместить составные части воды и окиси железа в рамочки:



В составе воды железо *заместило* водород, как бы стало на его место, образовав окись железа, водород же выделился в свободном виде.

Кроме кальция и железа, есть и другие металлы, вступающие в реакцию с водой: магний, цинк, алюминий; но есть также целый ряд металлов и не вступающих в такую реакцию, как медь, ртуть, серебро.

ВОПРОСЫ ДЛЯ ПОВТОРЕНИЯ.

1. Как определить процент воды в капусте?
2. Какую часть земной поверхности занимает вода?
3. Какие примеси бывают в природной воде?
4. Почему в некоторых местностях нельзя пить сырую воду?
5. Отчего образуется накипь в котлах?
6. Можно ли назвать вполне чистой прозрачную и бесцветную ключевую воду?
7. Как получить вполне чистую воду?
8. Перечислите физические свойства чистой воды.
9. Как убедиться, растворимо ли данное вещество в воде или нет?
10. Что такое насыщенный раствор?
11. Что такое растворимость?
12. В каких случаях растворенное вещество выделяется из насыщенного раствора?
13. В каком виде обычно выделяется из насыщенного раствора растворимое твердое вещество?
14. Чем кристаллические вещества отличаются от некристаллических? Как называются некристаллические вещества?
15. От чего зависит растворимость газов в воде?
16. Как влияет на растворимость газов в воде повышение температуры и как — повышение давления?

17. Как можно разложить воду? Напишите схему реакции разложения воды.

18. В каком отношении находятся объемы газов, получающихся при разложении воды?

19. С какими металлами вступает в реакцию вода? Напишите соответствующие схемы реакций.

20. Что такое реакция замещения?

III. КИСЛОРОД И ВОДОРОД.

Мы познакомились со свойствами воды, узнали, что вода — вещество сложное и состоит из водорода и кислорода. Изучение какого-либо вещества было бы не полно, если бы мы не познакомились со свойствами составных частей этого вещества.

1. Получение и свойства кислорода. Мы получали кислород при разложении окиси ртути. Кислород бесцветен и не имеет запаха. Он немного тяжелее воздуха. Один литр воздуха при нормальных условиях весит 1,29 *г*, один литр кислорода весит 1,43 *г*. Кислород мало растворим в воде, почему его и можно собирать над водой.[1]

Обычно при получении кислорода в лаборатории пользуются *бертолетовой солью.*

■ *Опыт.* Насыпьте в совершенно чистую и сухую пробирку очень немного бертолетовой соли, ни в коем случае не более как на $^1/_2$ *см* (как на рис. 11 на стр. 8), и нагревайте. Сначала соль плавится, а затем начинает как будто бы кипеть. Это уже идет разложение — выделение кислорода. Испытайте его тлеющей лучинкой.

Разложение бертолетовой соли можно ускорить при помощи порошка двуокиси марганца.[2] Возьмите во вторую пробирку столько же бертолетовой соли, сколько и в первый раз. Нагрейте ее до плавления, но не до начала разложения. Всыпьте в расплавленную соль небольшую щепотку двуокиси марганца и сейчас же испытайте тлеющей лучинкой. Вы наблюдаете бурное выделение кислорода. ■

При участии двуокиси марганца бертолетова соль начинает разлагаться с большей быстротой при гораздо более низкой температуре, чем без двуокиси марганца.[3] Двуокись марганца при этом не расходуется, а является только ускорителем реакции, которая сама по себе идет очень медленно.

С явлением ускорения реакций при участии некоторых веществ, не входящих в состав продуктов реакции, мы будем часто встречаться и в дальнейшем. Вещества, ускоряющие (или замедляющие) реакции, носят название **катализаторы**, а само явление — **катализ.** Для различных реакций применяются различные катализаторы.

Обыкновенно при получении кислорода из бертолетовой соли пользуются смесью *бертолетовой соли с двуокисью марганца.*

---

[1] В 100 объемах воды растворяется 4 объема кислорода.

[2] Двуокись марганца часто называют перекисью марганца. Это название устаревшее, так как по своим свойствам двуокись марганца относится не к перекисям, а к другому классу химических соединений (к ангидридам, см. ниже).

[3] Чистую бертолетову соль, для того чтобы она разлагалась с надлежащей скоростью, нужно нагревать приблизительно до 400°, с примесью же двуокиси марганца достаточно нагреть до 200°.

С бертолетовой солью нужно обращаться *с большой осторожностью* и ни с чем ее не смешивать, кроме двуокиси марганца. Смесь бертолетовой соли со многими веществами, например, с углем, серой, даже с клочками бумаги, дает при нагревании *опасные взрывы*. Пробирка, в которой делаются опыты с бертолетовой солью, должна быть совершенно чистой.

Примечание. Бертолетова соль получила свое название по имени впервые получившего ее знаменитого французского химика Бертоле́ (Berthollet), современника Лавуазье. Поэтому нельзя называть ее „бертолетовая" соль, как ее иногда называют, а нужно говорить „бертолетова" соль.

2. Собирание кислорода и сжигание в нем различных веществ. Так как кислород немного тяжелее воздуха, его можно собирать не над водой, а вытесняя им воздух из сосуда, который наполняют кислородом. На рис. 25 показано наполнение кислородом стакана. Газоотводная трубка погружена почти до дна стакана. Стакан прикрыт куском картона *a*. Кислород собирается на дне стакана и, вытесняя воздух, постепенно наполняет стакан доверху.

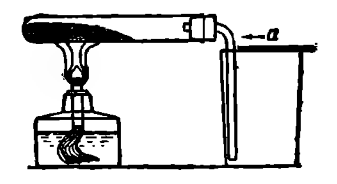


Рис. 25. Прибор для получения кислорода.

Для того чтобы определить, наполнился ли стакан кислородом, слегка сдвигают в сторону картон и на очень короткое время опускают в стакан тлеющую лучинку. Если стакан наполнился кислородом, лучинка вспыхивает у самого отверстия стакана.

■ *Опыт*. Смешайте на чистом листе бумаги (не в ступке!) 2 ложки бертолетовой соли и 1 ложку двуокиси марганца. Пересыпьте в пробирку, укрепите ее на штативе горизонтально, как на рис. 25, и нагревайте смесь, начиная от донышка пробирки. Собирайте кислород в стакан или банку. От времени до времени испытывайте тлеющей лучинкой, которую не оставляйте гореть в кислороде, чтобы его не тратить, а сейчас же вынимайте.

Как только сосуд наполнится кислородом, поднимите штатив вместе с пробиркой и отставьте наполненный сосуд, закрыв его картоном, а на его место поставьте пустой.

Наполнив 4 сосуда, сожгите в них нижеуказанные вещества.

Рис. 26. Ложечка для сжигания веществ в кислороде.

1. Накалите в пламени лампочки кусочек древесного *угля*, держа его щипцами или пинцетом, и раздуйте, чтобы он начал тлеть. Положите на ложечку с длинной ручкой (рис. 26) и опустите в банку с кислородом. Уголь продолжает гореть без пламени (тлеть), но гораздо ярче, чем на воздухе, образуя *углекислый газ*.

Прилейте известковой воды, закройте сосуд ладонью и хорошо взболтайте. Известковая вода мутнеет.

2. Поместите на ложечку с длинной ручкой кусочек *серы* с горошину или немного порошка серы. Нагрейте на лампочке, пока сера не загорится. Опустите в сосуд с кислородом почти до дна.

Сера горит ярким пламенем сине-фиолетового цвета. Образуется соединение с кислородом — сернистый газ, имеющий резкий запах.

3. Для сжигания *железа*, которое на воздухе, как известно, не горит, воспользуйтесь тонкой иглой. Воткните иглу ушком в конец лучинки (рис. 27). На острие иглы насадите кусочек спички. Зажгите спичку и опустите в банку с кислородом. Сначала сгорит спичка, а затем загорается и игла (вместо иглы можно взять тонкую проволочку, например балалаечную струну). Получается магнитная окись железа. ■

Рис. 27. Игла, укрепленная в лучинке.

Так же энергично горят в кислороде и многие другие вещества. Так, например, фосфор горит ослепительно белым пламенем, образуя твердое соединение с кислородом в виде мельчайшего порошка („белый дым").

Свеча горит в кислороде ярким белым пламенем, которое светит как электрическая лампочка.

3. Применения и технические способы получения кислорода. Горение в кислороде применяется на практике в тех случаях, когда требуется что-либо очень сильно нагреть, получить очень высокую температуру, например, для плавления, сварки и резки металлов при помощи *кислородо-ацетиленовых* горелок (рис. 28 и 29). В этих горелках горит газ ацетилен, смешивающийся у отверстия горелки с кислородом.

На эти работы требуются очень большие количества кислорода. Кроме того, кислород применяется для спасения отравленных ядовитыми газами как на войне, так и на производствах: пострадавшему дают дышать кислородом. То же делается и при некоторых заболеваниях.

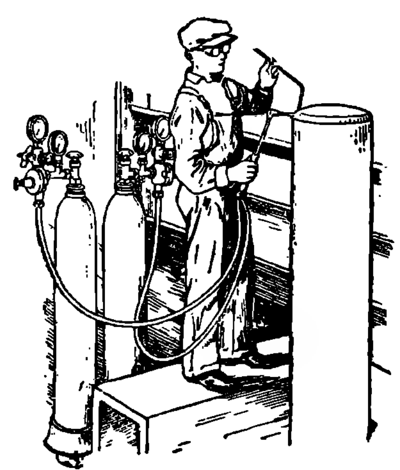


Рис. 28. Сварка железа при помощи кислородо-ацетиленовой горелки. Проволока, которую мастер держит в руке, плавится и заполняет шов свариваемого предмета.

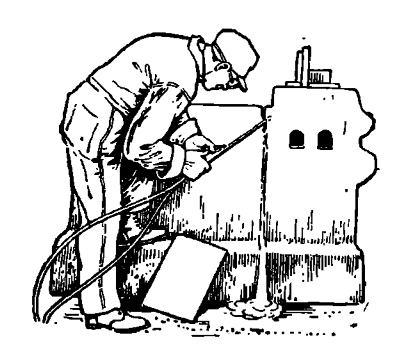


Рис. 29. Резка металла при помощи кислородо-ацетиленового пламени.

Запасы кислорода в стальных цилиндрах берут с собой *авиаторы*, поднимающиеся на большую высоту, где воздух сильно разрежен и где дышать трудно. Кислородом же пользуются для дыхания спасательные отряды в копях в случае взрыва рудничного газа, когда атмосфера отравлена образующимся при взрыве угарным газом. Подобный отряд изображен на рис. 30. У рабочих за спиной видны стальные цилиндры, в которые накачан кислород.

Противогазы со стальными цилиндрами (баллонами), наполненными кислородом, применяются также для защиты от отравляющих веществ (рис. 31).

Наконец, кислород применяется и в некоторых чисто химических производствах.



Рис. 30. Спасательный отряд в копях, снабженный стальными цилиндрами с кислородом. Цилиндры укреплены за спиной. Кислород из цилиндра поступает в резиновый мешок, находящийся в предохранительной коробке, а оттуда по трубе — к полумаске, надетой на лицо.

Как же получается кислород в больших количествах для технических целей?

Все вещества, которыми пользуются для получения кислорода в лаборатории, для промышленных целей непригодны. Это материалы, приготовленные искусственно, — материалы дорогие. Для массового производства стараются исходить из природных, легко добываемых материалов. Здесь сложность самого производства, дороговизна аппаратов играют меньшую роль. Дорогой и сложный аппарат нет никакого смысла устраивать тогда, когда продукта нужно немного. В таком случае выгоднее взять дорогой материал, из которого легко и просто получить нужный продукт без каких-либо особых приспособлений. При массовом же производстве сложные приспособления и аппараты постепенно окупятся и продукт, получаемый из дешевого материала, будет обходиться дешево.

Есть два везде доступных природных материала, содержащих кислород — это *вода* и *воздух*. Оба эти материала и используются техникой. Мы знаем, что из воды кислород можно получить одновременно с водородом при помощи разложения электрическим током (стр. 19), или *электролиза*. Этим и пользуются в технике.

Из воздуха кислород выделяется сложным способом, на котором мы останавливаться не будем.

Получаемый кислород накачивается под давлением в стальные цилиндры, „баллоны" (рис. 32), в которых и поступает на производство.

4. Получение водорода. Второй составной частью воды является *водород*. Нам предстоит познакомиться более подробно со способами получения водорода, с его физическими и химическими свойствами, а для этого его нужно получить в достаточном количестве.

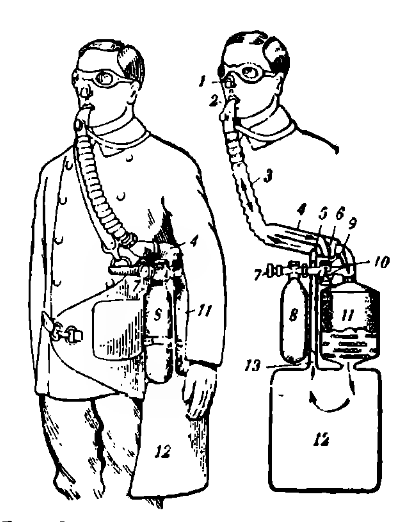


Рис. 31. Противогаз для дыхания кислородом из стального баллона.

1 — носовой зажим; *2* — загубник; *3* — соединительная резиновая трубка; *4* — клапанная камера; *5* — вдыхательный клапан; *6* — выдыхательный клапан; *7* — вентиль кислородного баллона; *8* — кислородный баллон; *9* — финиметр (показывающий количество кислорода, остающегося в баллоне); *10* — кнопка, открывающая и закрывающая отверстие для выхода кислорода в подушку через патрон; *11* — патрон с едким кали, поглощающим выдыхаемый углекислый газ; *12* — кислородная подушка; *13* — трубка-охладитель.

Для получения водорода в лабораториях обыкновенно пользуются не водой, а *серной* или *соляной* кислотой, в состав которых, как и в состав всех других кислот, входит *водород*.

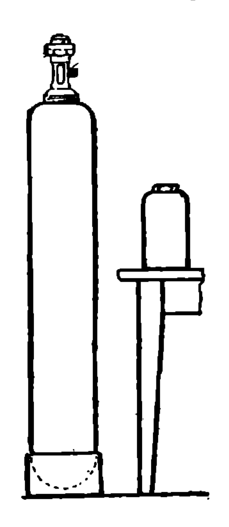


Рис. 32. Баллон с кислородом.

Водород из кислот можно выделить, как и из воды, при помощи металлов. Пользуются обычно *цинком*. Кислоту берут всегда в виде *раствора* в воде.

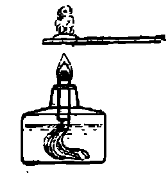


Рис. 33. Выпаривание капли жидкости на стеклянной пластинке.

■ *Опыт 1.* Облейте кусочки цинка в пробирке кислотой, взяв очень немного раствора кислоты, 1—2 $см^3$. Когда начнется сильное выделение водорода, поднесите к отверстию пробирки пламя спички. Обратите внимание, что водород иногда загорается спокойно, а иногда с резким свистом — со взрывом. *Смесь водорода с воздухом взрывает.*

Когда выделение водорода прекратится, решите вопрос, образуется ли при реакции между металлом и кислотой еще что-нибудь, кроме водорода. Для этого поместите на край куска стекла при помощи палочки каплю кислоты, с которой вы работали, и рядом — каплю жидкости из пробирки, в которой вы проделывали реакцию и где остались жидкость

и кусочки не вступившего в реакцию цинка. Держите стекло над пламенем лампочки (рис. 33), но не в самом пламени, чтобы стекло не лопнуло. ■

При нагревании на стеклышке капли раствора кислоты она испаряется без остатка. После же испарения раствора, получившегося при реакции между кислотой и металлом, остается твердое вещество в виде белого налета. Это вещество — *цинковый купорос*, если была взята серная кислота, или — *хлористый цинк*, если была взята соляная кислота. Оба эти вещества относятся к классу *солей*, с которыми позднее мы будем знакомиться подробно. Обе соли были растворены в воде. Это та вода, в которой была растворена взятая кислота. Был раствор кислоты, — получился раствор соли:

раствор серной кислоты + цинк =
= раствор цинкового купороса + водород.

Слово „раствор" обыкновенно не пишут, так как вода в реакции не участвует — сколько ее было, столько и остается. Пишут так:

серная кислота + цинк = цинковый купорос + водород.

Это — реакция замещения.

Перейдем теперь к получению водорода

При опытах с водородом необходимо *строжайшим образом* соблюдать все *указания* и *предосторожности*, приводимые ниже. Без соблюдения предосторожностей при опытах с водородом может произойти *опасный взрыв*, тогда как при соблюдении предосторожностей опыты совершенно безопасны.

■ ***Опыт 2.*** В прибор, как на рис. 34 или подобный, положите кусочки цинка, сколько показано на рисунке.

Приготовьте 2—3 пробирки с водой, опрокинутые в стакан с водой.

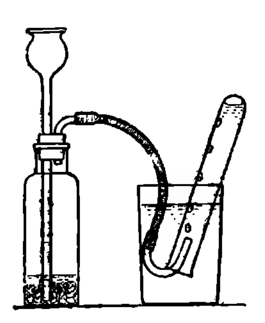


Рис. 34. Прибор для получения водорода.

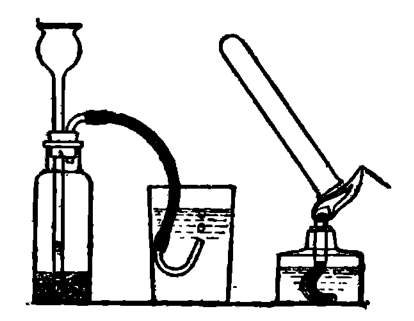


Рис. 35. Испытание чистоты водорода.

Приливайте в воронку *понемногу* кислоту и *сразу же*, не дожидаясь, пока выйдет из прибора воздух, начинайте собирать выделяющийся из трубки газ. Набрав пробирку газа, сейчас же подносите ее отверстием к лампочке, стоящей на некотором расстоянии от прибора (рис. 35). Держите пробирку *отверстием книзу*. Вынимая пробирку,

сейчас же замените ее второй и снова повторите испытание и т. д. В первой пробирке у вас будет почти чистый воздух, затем пойдет смесь водорода с воздухом. Смесь эта взрывает со свистом (в пробирке этот взрыв совершенно безопасен). Наконец, пойдет чистый водород, который будет спокойно загораться с легким звуком „п-па“, без свиста.

Когда водород в пробирке загорится, переверните пробирку и наблюдайте бегущее по пробирке почти несветящее пламя водорода. ■

5. Свойства водорода. Чтобы узнать, легче или тяжелее воздуха водород, проделаем следующий опыт.

■ ***Опыт.*** Подержите некоторое время две пробирки с водородом — одну отверстием кверху, а другую — отверстием книзу, и затем поднесите их отверстиями к огню. В первой пробирке вспышки нет, во второй происходит вспышка. ■

Проделанные опыты показывают, что *водород легче воздуха.* В этом можно также убедиться, наполнив водородом мыльные пузыри. Они быстро поднимаются кверху.

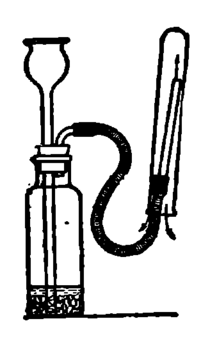


Рис. 36. Наполнение пробирки водородом. Водород вытесняет воздух из опрокинутой пробирки.

Если взвесить шар, из которого выкачан насосом воздух, и затем тот же шар с воздухом, — мы узнаем вес данного объема воздуха. Наполнив тот же шар и при тех же условиях водородом и взвесив его, мы узнаем вес того же объема водорода. Этот вес будет приблизительно в 14,5 раза меньше веса воздуха. *Водород* в *14,5 раза легче воздуха.*

Водород — самый легкий из газов; 1 л его весит при нормальных условиях около 0,09 *г.* На этом свойстве водорода основано применение его для наполнения воздушных шаров и дирижаблей.

Благодаря посторонним примесям, часто содержащимся в цинке и в кислоте, водород обычно имеет слабый запах, *чистый же водород ни запаха, ни вкуса не имеет.*

Водород, как и кислород, *очень мало растворим в воде.*

Пользуясь легкостью водорода, можно наполнять им сосуды и не над водой. Водород впускают в перевернутый книзу отверстием сосуд (рис. 36).

Обычно при *испытании чистоты выделяющегося из прибора водорода* так и поступают: наполняют пробирку водородом по способу вытеснения воздуха (рис. 36) и затем подносят к поставленной *на некотором расстоянии* лампочке. Нужно только достаточно долго пропускать водород и не спешить подносить пробирку к огню, так как в пробирке, не нацело наполненной чистым водородом, будет происходить взрыв смеси водорода с оставшимся воздухом.

Взрыв смеси водорода с воздухом можно безопасно наблюдать на следующем опыте.

Наполняют водородом по способу вытеснения воздуха поставленную вверх дном жестянку из-под консервов и т. п., у которой сделано в дне небольшое отверстие. Отверстие во время наполнения затыкают заостренной спичкой (рис. 37).

Когда жестянка наполнится водородом, прибор для получения водорода *отставляют в сторону,* вынимают спичку, закрывающую отверстие жестянки, и горящей лучинкой зажигают водород у отверстия жестянки (рис. 38). Если жестянка была нацело наполнена водородом, то водород сначала горит спокойно. Но по мере того как водород выходит из жестянки, а снизу входит воздух, слышится гудение, постепенно усиливающееся, и под конец раздается оглушительный взрыв, подбрасывающий жестянку вверх.

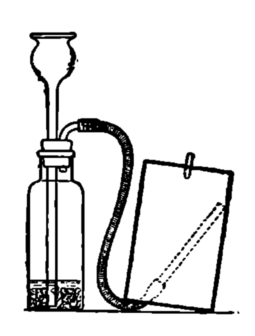


Рис. 37. Наполнение водородом жестянки.

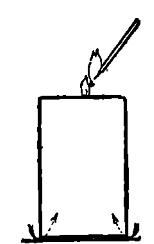


Рис. 38. Зажигание выходящего из отверстия в жестянке водорода.

Проделанный опыт объясняет, почему *при работах с водородом необходимо проверять чистоту выходящего из прибора водорода.* Если бы взрыв произошел внутри прибора для получения водорода или в большом стеклянном сосуде, наполненном водородом, то стекло могло бы не выдержать взрыва и прибор разорвало бы. Осколками прибора могло бы *серьезно ранить окружающих.*

Испытание выделяющегося из прибора водорода не следует забывать производить каждый раз после того, как с какой-нибудь целью (например, для добавления цинка), *хотя бы не надолго, вынималась пробка прибора.* Часть водорода выходит при этом из прибора, в прибор же проникает воздух, и получается опасная взрывчатая смесь.

6. Пламя водорода. Пламя горящего водорода почти *бесцветно,* и мы его иногда даже не сразу видим. Познакомимся теперь ближе с пламенем водорода.

■ ***Опыт 1.*** Получите водород в приборе, изображенном на рис. 36. *Испытайте,* чистый ли идет водород, и после этого (*не раньше!*) зажгите водород у конца трубки.

Внесите в пламя водорода тонкую стеклянную трубочку и подержите некоторое время. Трубочка размягчается. ■

Температура пламени водорода — около 1900°, примерно такую же температуру имеет пламя керосиновой горелки „примус".

■ ***Опыт 2.*** Подержите над пламенем водорода (не долго) опрокинутый холодный стакан (рис. 39). На внутренней поверхности стакана образуются капельки воды. Проведите пальцем — он делается мокрым. ■

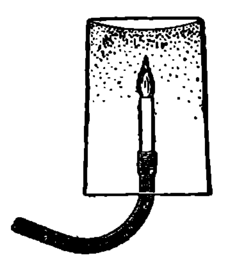
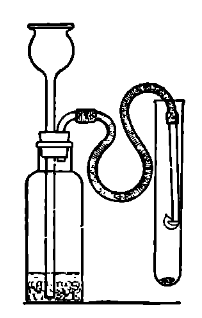


Рис. 39. Над пламенем водорода опрокинут стакан.

При горении водорода получается вода. Откуда она берется? Для решения этого вопроса зажжем водород в кислороде.

■ *Опыт 3.* Нагрейте в пробирке смесь бертолетовой соли с двуокисью марганца или несколько кристалликов марганцовокалиевой соли, выделяющей при нагревании кислород, и, когда тлеющая лучинка будет вспыхивать у отверстия пробирки, опустите в нее на очень короткое время трубку (рис. 40), у конца которой горит пламя водорода (не забудьте *испытать чистоту водорода!*). ■


Рис. 40. Горение водорода в кислороде.

Опыт показывает, что вода, получающаяся при горении водорода, образуется из водорода и кислорода, которые при горении между собою соединяются:

водород + кислород = | водород кислород | (вода)

7. Гремучий газ. Смесь водорода с кислородом взрывает гораздо сильнее, чем смесь водорода с воздухом. Наиболее сильный взрыв получается, если взять 2 объема водорода и 1 объем кислорода. Такая смесь называется *гремучим газом.*

Температура пламени водорода, горящего в кислороде, гораздо выше, чем температура пламени водорода, горящего в воздухе, а именно около 3000°. Чтобы использовать высокую температуру пламени гремучего газа для практических целей, была придумана (Даниэлем) горелка, в которой можно сжигать водород в кислороде. Горелка изображена на рис. 41. Она состоит из двух трубок, вставленных одна в другую. По наружной (показана в разрезе) пускается водород, по внутренней — кислород. У отверстия горелки газы смешиваются, и получается пламя гремучего газа. Так как образующийся гремучий газ сейчас же сгорает, то эта горелка совершенно безопасна. Подобным же образом устроена и кислородо-ацетиленовая горелка (стр. 24).

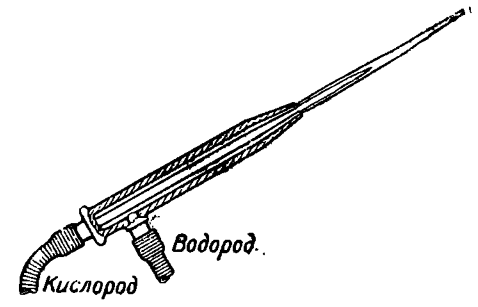


Рис. 41. Горелка Даниэля.

В пламени гремучего газа плавятся медь (т. пл. 1083°), железо (т. пл. 1529°), платина (т. пл. 1755°), горный хрусталь (т. пл. 1710°).

Горелкой для гремучего газа (более усовершенствованной, с приспособлением для регулирования пламени) пользуются в технике для плавления платины при ее обработке, а также для выдувания из расплавленного горного хрусталя или из непрозрачного кварца различных химических приборов — кварцевых тугоплавких пробирок, колб и т. п.

Кварцевое стекло, помимо своей тугоплавкости, отличается нечувствительностью к резким изменениям температуры. Кварцевую колбу, накаленную докрасна, можно сразу опустить в холодную воду — колба

не лопнет, как лопнуло бы в данном случае стекло. Кварцевое стекло незаменимо для целого ряда научных работ по химии. Оно находит применение и в производстве.

8. Получение водорода в технике. В технике водород применяется в больших количествах не только как источник высокой температуры и как легкий газ для наполнения воздушных шаров и дирижаблей, но и для целого ряда химических производств.

Для технических целей водород получают не из кислот, так как это невыгодно, а из воды или из смеси газов, получающихся при так называемой сухой перегонке (нагревание без доступа воздуха) каменного угля.

Мы уже знаем, что из воды водород можно получить, пропуская через воду электрический ток, а также и при реакции между водой и металлами. Оба эти способа применяются в технике.

Для получения водорода при помощи реакции между водой и металлами пользуются обыкновенно железом. На других технических способах получения водорода мы здесь останавливаться не будем.

ВОПРОСЫ ДЛЯ ПОВТОРЕНИЯ.

1. Перечислите свойства кислорода.
2. Как получить кислород в лаборатории?
3. Как называются вещества, ускоряющие реакции?
4. Какие вещества вы сжигали в кислороде, как они горят, и что образуется при их горении?
5. Как собирают кислород и как убеждаются, что сосуд наполнился кислородом?
6. Какие применения имеет кислород?
7. Как получают кислород в технике?
8. Как получали вы водород? Напишите равенство реакции.
9. Почему необходимо испытывать чистоту водорода, прежде чем его зажигать?
10. Во сколько раз водород легче воздуха?
11. Перечислите физические свойства водорода.
12. Что образуется при горении водорода? Напишите равенство реакции.
13. Что такое гремучий газ?
14. Какова температура пламени гремучего газа? водорода, горящего в воздухе?
15. Для чего применяется водород?
16. Какие вы знаете технические способы получения водорода?
17. Годится ли пламя водорода для освещения? Мотивируйте ответ.
18. Почему возможны взрывы дирижаблей?

IV. ЭЛЕМЕНТЫ.

Вещества, которые мы можем получить при помощи реакции соединения и которые мы можем разложить на составные части, носят название — **сложные вещества.**

Сложных веществ известно очень много, свыше миллиона. Но есть сравнительно небольшое число веществ, которые не являются веществами сложными, которые не удается ни получить путем реакции соединения, ни химически разложить на другие вещества. К числу таких неразлагаемых веществ принадлежат *все металлы*, а также ряд *неметаллов*, как известные нам кислород, водород, азот, сера и ряд других веществ.

Эти несложные вещества, вступая в химические реакции, образуют сложные вещества и являются *составными частями*, или **элементами**, из которых состоят сложные вещества.

В красном порошке окиси ртути мы никакими способами не можем увидеть ни газа кислорода, ни блестящего металла ртути. Но мы знаем, что при нагревании окиси ртути она разлагается на ртуть и на кислород. Мы говорим, что окись ртути *состоит из элементов* — ртути и кислорода.

Элементы, *в свободном состоянии*, т. е. не в соединениях, принято называть не элементами, а *простыми веществами*. Мы можем сказать, что элемент — это тот материал, из которого состоят простые вещества и который входит в состав сложных веществ. Простое вещество состоит из одного элемента, сложное — из двух и более.

Разлагая окись ртути, состоящую из элементов ртути и кислорода, мы получаем простые вещества — ртуть и кислород.

Смесь серы и железа есть смесь из двух *простых веществ* — серы и железа. Но после того как произошла химическая реакция, прежние качества — сера и железо — исчезли и появилось новое качество, новое вещество с новыми свойствами — сернистое железо. *Сернистое железо* из двух *элементов* — серы и железа.

В состав воды входит *элемент водород*. Если же мы будем пропускать пары воды над накаленным *простым веществом — железом* (стр. 20—21), то *элемент водород* выделится в виде *простого вещества*, в состав же образовавшейся „окалины" — окиси железа — войдет *элемент железо*.

Итак, *элементы* являются *составными частями сложных веществ* и в свободном виде образуют *простые вещества*, которые *не могут быть ни химически разложены, ни получены путем реакций соединения*.

В настоящее время известно 89 элементов.

Простые вещества можно разбить на две группы.

Первую группу составляют **металлы**.

Металлы имеют целый ряд *общих свойств*. Все металлы имеют характерный металлический блеск, по которому их можно отличить от других веществ. Все металлы более или менее хорошо проводят тепло и электричество.

Вторую группу составляют **неметаллы** (старое название — металлоиды), как кислород, водород, азот, сера, фосфор, хлор, бром, иод, углерод (уголь) и др.

Неметаллы не имеют между собой такого яркого сходства, как металлы.

Но неметаллы между собой, как и металлы между собой, имеют „химическое сходство" — вступают в сходные реакции и образуют сходные вещества.

С химическим сходством и различием элементов мы дальше будем знакомиться подробно.

Следует еще отметить, что резкого разделения простых веществ на металлы и неметаллы провести нельзя. Есть простые вещества, имеющие черты сходства и с металлами и с неметаллами, как, например, мышьяк и сурьма. С подобными веществами мы встретимся в дальнейшем.

Всех элементов известно, как уже сказано, 89. Большинство из них является веществами крайне редкими, встречающимися на земле в очень небольших количествах.

Ниже приведен список элементов (приводится не для заучивания).

Просматривая список, вы убедитесь, что большинство элементов вам незнакомо.

СПИСОК ЭЛЕМЕНТОВ.

*Азот	**Диспрозий**	**Лантан**	**Празеодим**	**Тантал**
Актиний	**Европий**	**Литий**	**Протактиний**	Теллур
Алюминий	* **Железо**	**Магний**	**Радий**	**Тербий**
*Аргон	* **Золото**	**Мазурий**	Радон	**Титан**
Барий	**Индий**	**Марганец**	**Рений**	**Торий**
Бериллий	**Иридий**	* **Медь**	**Родий**	**Тулий**
Бор	**Иттербий**	**Молибден**	* **Ртуть**	*Углерод
Бром	**Иттрий**	*Мышьяк	**Рубидий**	**Уран**
Ванадий	Иод	**Натрий**	**Рутений**	Фосфор
Висмут	**Кадмий**	**Неодим**	**Самарий**	Фтор
Водород	**Калий**	*Неон	**Свинец**	Хлор
Вольфрам	**Кальций**	**Никкель**	Селен	**Хром**
Гадолиний	**Кассиопей**	**Ниобий**	*Сера	**Цезий**
Галлий	*Кислород	**Олово**	* **Серебро**	**Церий**
Гафний	**Кобальт**	**Осмий**	**Скандий**	**Цинк**
*Гелий	Кремний	**Палладий**	**Стронций**	**Цирконий**
Германий	*Криптон	* **Платина**	**Сурьма**	**Эрбий**
Гольмий	*Ксенон	**Полоний**	**Таллий**	

В списке **жирным шрифтом** выделены элементы, которые в свободном состоянии являются *металлами*, — их большинство. Звездочкой отмечены элементы, встречающиеся в природе в свободном состоянии в виде простых веществ.

Все самые разнообразные вещества, встречающиеся в природе, представляют собою либо простые вещества, т. е. элементы в свободном состоянии, либо соединения этих элементов.

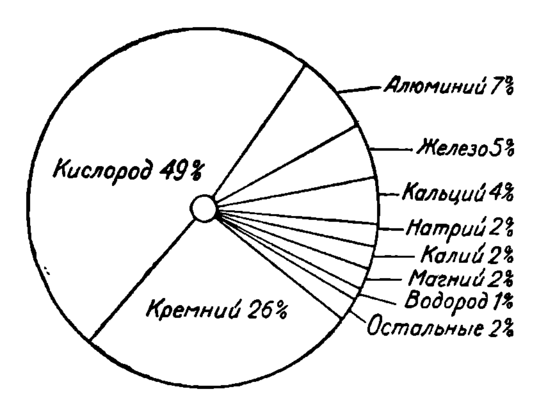


Рис. 42. Диаграмма распространенности элементов в природе.

Изучая состав земной коры, воды, воздуха, можно приблизительно подсчитать количество разных веществ, составляющих земную кору и атмосферу, а определив химический состав этих веществ, подсчитать, какие количества приходятся на долю различных элементов.

Этот подсчет показывает, что главная масса земной коры (включая воду и воздух) состоит из очень небольшого числа элементов, большинство же элементов содержится в сравнительно очень незначительных количествах. Это ясно видно на диаграмме (рис. 42), показывающей, что главная масса тел природы состоит из 9 элементов, на долю которых приходится около 98% общего веса, на долю же всех остальных — только около 2%.

Первое место принадлежит *кислороду*, который входит в состав минералов, образующих важнейшие горные породы: гранит, глина, песок,

известняки, песчаники, сланцы и др. Кислород входит в состав воды ($^8/_9$ по весу) и содержится в воздухе.

Следующий элемент — *кремний*, название которого происходит от слова „кремень", в состав которого он входит, находится также во всех составных частях гранита, в глине, в песке, в песчаниках и в целом ряде других пород.

Третий — *алюминий* — входит в состав глины, полевых шпатов и ряда других минералов.

Эти три элемента — самые распространенные на земле.

ВОПРОСЫ ДЛЯ ПОВТОРЕНИЯ.

1. По какому свойству вы отличите металл от неметалла?
2. Какие газообразные неметаллы вам известны?
3. Что такое простое вещество?
4. Назовите три самых распространенных элемента.

V. ЗАКОН СОХРАНЕНИЯ ВЕСА ВЕЩЕСТВ.

Многие металлы при обыкновенной температуре и особенно при нагревании, как известно, подвергаются химическим превращениям — темнеют, чернеют, покрываются окалиной, ржавчиной и т. д.

Теперь мы познакомимся с этими явлениями более подробно.

1. Опыты с металлами. Первый вопрос, который нам предстоит решить, это — изменяется ли вес металлов после прокаливания. Естественно предположить, что окалина весит меньше, чем весил металл, но может быть это и не так. На поставленный вопрос может ответить только *опыт*.

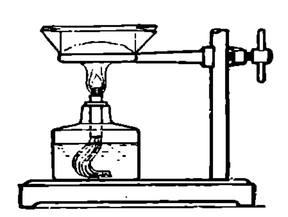


Рис. 43. Прокаливание металлов в железной коробочке.

Попробуем прокаливать некоторые металлы, взвешивая их предварительно и после прокаливания. Чтобы получить побольше окалины, мы будем брать металл не одним куском, а в виде порошка или мелких кусочков.

■ *Опыт 1.* Насыпьте в железную коробочку ложку металлического порошка или опилок, уравновесьте коробочку на весах разновесками (можно дробью или песком), затем поместите на треугольнике на кольцо штатива (рис. 43) или тагана и нагревайте, пока металл покроется окалиной. Дайте *вполне* остыть, пока наощупь коробочка не перестанет быть теплой, и снова поместите на весы. ■

Опыты убеждают нас, что окалина весит не только не меньше, но *больше*, чем весил взятый металл.

Для того чтобы решить вопрос, не повлияет ли на результат, если прокаливание вести в закрытом сосуде, проделаем опыт в закрытой пробирке.

■ *Опыт 2.* Насыпьте в пробирку немного того же металла, который вы брали в первом опыте. Вставьте пробку с трубкой, на которую надет каучук с зажимом (рис. 44), уравновесьте на весах и, встряхивая

металл в пробирке, нагрейте до изменения его цвета. Дайте остыть и снова поместите на весы. Вес остается прежним.

Для того чтобы найти объяснение полученного результата, присоедините к каучуку кусочек стеклянной трубки, опустите его в стакан с водой и откройте зажим. Вода поднимается по трубке (рис. 45). ■

Опыты с различными металлами убеждают нас в следующем:

1. При прокаливании металлов в закрытой пробирке *количество воздуха* в пробирке *уменьшается.*

2. Вес пробирки со взятым металлом и находящимся в ней воздухом, после того как металл превратился в окалину, а воздуха сделалось меньше, остается *прежним.*

Из этих фактов можно сделать следующие выводы:

1. Превращение металла в окалину есть *химическая реакция,* в которой принимает участие не только металл, но и *воздух.* Поэтому воздуха и становится меньше.

2. Окалина весит больше металла потому, что при образовании окалины к металлу что-то *присоединяется* из воздуха.

3. То, что вес закрытой пробирки после прокаливания не изменяется, можно объяснить только следующим образом: металл, превращаясь в окалину, увеличивается в весе *ровно на столько,* на сколько уменьшается в весе воздух. Иначе вес пробирки должен был бы измениться.

Таким образом при наших опытах *вес веществ, вступивших в реакцию,* т. е. вес металла и воздуха, *равен весу вещества полученного* — окалины.

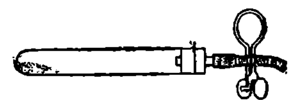


Рис. 44. Прибор для прокаливания металла в закрытом сосуде.

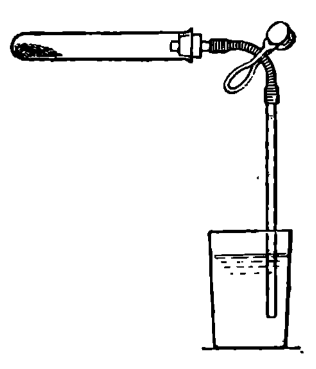


Рис. 45. Испытание, изменяется ли количество воздуха при прокаливании металла в закрытом сосуде.

2. Опыты с другими веществами. Посмотрим теперь, что делается с весом вступающих в реакцию веществ при других реакциях.

■ ***Опыт 1.*** Уравновесьте на весах два стаканчика с различными растворами, выданными преподавателем. Стаканчики удобно поместить на весы с плоскими чашками (рис. 46), если их имеется достаточно. Если таких весов нет или нехватает на все звенья, то растворы можно взять в пробирках. Две пробирки связываются веревочкой и вешаются на аптечные весы на проволочном крючке (рис. 47).

Когда весы приведены в равновесие, слейте растворы вместе. Вес остается *прежним.*[1] ■

Опыты с различными растворами приводят нас к выводу, что вес веществ, вступивших в эти реакции, равен весу веществ полученных.

Можно думать, что этот вывод распространяется и на все другие химические реакции.

---

[1] Отдельные звенья делают опыты с различными растворами.

Однако есть явления, которые такому выводу как будто *противоречат;* так, например, наблюдая горение свечи или спирта, мы видим, что горящее вещество исчезает бесследно. Так ли это?

■ ***Опыт 2.*** Чтобы убедиться, не образуется ли что-нибудь при горении свечи, зажгите свечу, укрепленную на проволоке, и опустите ее в сухую колбу или склянку. На стенках склянки оседают капельки воды.

После того как свеча погаснет, влейте в склянку известковой воды и встряхните. Известковая вода мутится, — признак углекислого газа. ■

Опыты убеждают нас в том, что сгоревшая свеча не исчезает бесследно, как это кажется на первый взгляд. Вместо сгоревшей свечи получаются два новых вещества: вода и углекислый газ.

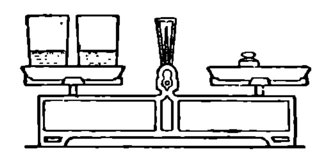


Рис. 46. Два стакана с растворами, уравновешенные на весах.

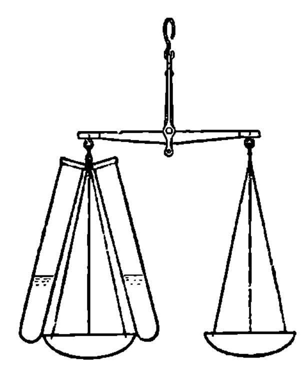


Рис. 47. Пробирки с растворами на аптечных весах.

Каков же вес этих веществ? Весят ли они меньше, больше или столько же, сколько весила сгоревшая часть свечи? На основании опыта можно было бы предположить, что вес продуктов горения, т. е. воды и углекислого газа, должен быть равен весу сгоревшей части свечи. Проверим это предположение на опыте.

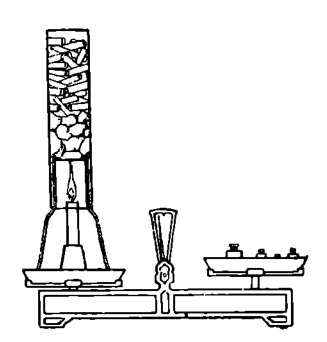


Рис. 48. Горение свечи на весах с поглощением продуктов горения.

Опыт можно поставить следующим образом: свечу помещают на весы и над нею ставят ламповый цилиндр, в который насыпают куски извести и едкого натра — веществ, жадно поглощающих и воду и углекислый газ (рис. 48). По мере горения свечи теплые газы, поднимающиеся кверху (продукты горения), проходя через слои поглощающих веществ, нацело ими поглощаются. Вместо сгоревшей свечи на весах остаются поглощенные известью и едким натром вода и углекислый газ. При этом оказывается, что они весят не столько же, а *больше,* чем весила сгоревшая часть свечи, так как чашка весов, на которой горит свеча, постепенно опускается. В чем же здесь дело? Объяснить это явление можно очень просто. При горении свечи элементы углерод и водород, входящие в состав стеарина свечи, вступают в реакцию с воздухом и образуют углекислый газ и воду.

В нашем первом предположении, что вес продуктов горения равен весу сгоревшей свечи, мы не учли того, что *взятые вещества* — это не только свеча, но и *воздух*, часть которого вступает при горении в реакцию с веществом свечи. Оказывается, что если при более точных опытах определить количество воздуха, пошедшего на горение, то вес его будет как раз равен увеличению в весе продуктов горения по сравнению с весом сгоревшей свечи. Иными словами, и в данном случае не получается никакого противоречия с нашим основным предположением, с нашей „гипотезой", что при всех химических реакциях *вес веществ взятых равен весу веществ полученных*.

3. Закон сохранения веса веществ. Положение, что вес веществ взятых равен весу веществ полученных, распространяется не только на рассмотренные нами случаи, но решительно на все химические реакции. До сих пор ни при одном химическом опыте не наблюдалось, чтобы после реакции полученные вещества весили больше или меньше, чем весили вещества, взятые для реакции. *Вес веществ, вступающих в реакцию, всегда равен весу веществ полученных*. Это положение носит обычно название „закон сохранения вещества". Правильнее называть его *законом сохранения веса веществ*. Иногда этот закон называют также „закон Ломоносова — Лавуазье" — по имени двух великих ученых — русского, М. В. Ломоносова (1711—1765), и французского, А. Лавуазьé (1743—1794), которые, независимо один от другого, впервые подтвердили этот закон проделанными ими опытами. Точнейшие опыты, проделанные позднее, также подтверждали этот закон, и противоречий ему не найдено.



Михаил Васильевич Ломоносов 1711—1765.

Закон сохранения веса веществ считается основным законом природы. Все химические явления, происходящие вокруг нас, неизменно подчиняются этому закону. Если что-нибудь на первый взгляд противоречит закону сохранения веса веществ, то всегда оказывается, что мы не учли всех веществ, принимающих участие в данном явлении или образующихся.

Закон сохранения веса веществ подтверждает основное философское положение о том, что в природе ничто не исчезает бесследно и не появляется из ничего, что материя, образующая весь мир, существует и движется вечно, а не была сотворена за 5508 лет до „рождества христова", как учит религия.

ВОПРОСЫ ДЛЯ ПОВТОРЕНИЯ.

1. Как изменяется вес металлов при образовании окалин?
2. Известны ли случаи возникновения веществ из ничего и полного исчезновения веществ?
3. Какие вещества образуются при горении свечи?
4. В чем заключается закон сохранения веса веществ?

VI. ВОЗДУХ.

Наблюдая поднятие воды в трубке после прокаливания металла в закрытой пробирке, мы заметили, что вода заняла лишь часть объема, занимаемого первоначально воздухом, — в пробирке оставалось еще много воздуха, который не вступил в реакцию.

Почему же не весь воздух израсходовался на превращение металла в окалину, а только *часть* его? Что это за активная, вступающая в реакцию часть воздуха?

Естественно предположить, что это не что иное, как знакомый уже нам *кислород*.

1. Воздух — смесь газов. Можно доказать, что кислород находится в воздухе и образует с металлами окалины, что воздух не есть чистое вещество, а — смесь газов.

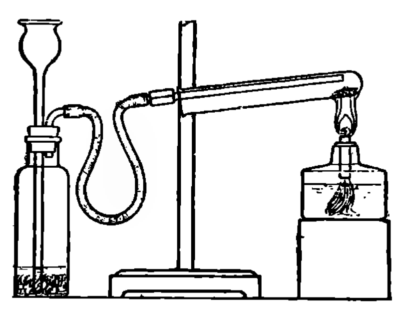


Рис. 49. Прибор для восстановления окиси меди водородом.

Кислород, присоединившийся к металлу из воздуха, можно отнять от окалины обратно при помощи водорода. Для опыта можно воспользоваться медной окалиной.

■ ***Опыт.*** К прибору для получения водорода (рис. 49) присоедините стеклянную трубку, которую укрепите в зажиме штатива слегка наклонно, как на рисунке. *Испытайте* чистоту водорода и, когда пойдет чистый водород, наденьте на трубку пробирку с небольшим количеством окиси меди (рис. 49). Нагревайте окись меди и наблюдайте, что с нею происходит.

Окись меди постепенно превращается в металл, на стенках же пробирки оседают капельки воды. ■

Происходящую реакцию можно изобразить так:

медь кислород	+ водород =	водород кислород	+ медь.
окись меди		вода	

Подобная реакция замещения идет со многими окислами металлов. Ее называют: **реакция восстановления.**

При этой реакции металл получается из окалины обратно, „восстанавливается“.

Проделанный опыт с несомненностью доказывает, что при образовании окалин металл действительно соединяется с кислородом и что, следовательно, кислород находится в воздухе.

Вопрос о том, что воздух есть смесь газов, возник только в конце XVIII в., после того как английским ученым Пристли (Priestley) был впервые получен чистый кислород (1774).

Пристли получил кислород, разлагая нагреванием окись ртути, так же, как мы это делали, знакомясь с реакцией разложения (стр. 8).

Но вопрос о составе воздуха, который долгое время считался одним

из элементов, был решен не Пристли, а его современником, известным уже нам французским ученым Лавуазье.

Лавуазье, в противоположность своим предшественникам, которые изучали химические явления большею частью качественно, не учитывая количества веществ, принимающих участие в реакции, всегда при своей работе точно измерял весовые количества веществ. Он считал весы важнейшим орудием химика при изучении веществ и их превращений.

Работа Лавуазье о составе воздуха представляет продолжение его работ по изучению горения различных веществ в кислороде и в воздухе. Лавуазье поставил следующий опыт (рис. 50). Он нагревал на жаровне *A* ртуть в реторте *C* с изогнутой трубкой, конец которой был подведен под колокол с воздухом *B*, поставленный в чашку со ртутью *D*. После нагревания в течение 12 суток оказалось, что часть ртути в реторте превратилась в красный порошок, а ртуть в колоколе поднялась: воздуха стало меньше приблизительно на $^1/_5$ первоначального объема. При дальнейшем прокаливании объем воздуха уже не изменялся. Лавуазье извлек вещество из реторты, отделил от оставшейся ртути образовавшуюся окалину и исследовал ее. Полученная окалина была не чем иным, как известной ему окисью ртути, которая разлагается при прокаливании на ртуть и кислород. Чтобы окончательно убедиться в правильности своего предположения, Лавуазье поместил окалину в маленькую реторту и прокаливал ее на сильном огне. Из окалины выделился газ, который был собран в сосуд над водою. Оказалось, что газа получилось по объему ровно столько же, на сколько уменьшился объем воздуха при первом опыте: вещества в одном месте убавилось столько же, сколько прибавилось его в другом. Исследуя свойства газа, Лавуазье убедился, что это действительно кислород.[1] Оставшийся же под колоколом воздух не поддерживал ни горения, ни дыхания — свеча в нем гасла; мышь, помещенная в этот газ, задохлась. Лавуазье назвал его *азот*, что означает — непригодный для жизни.

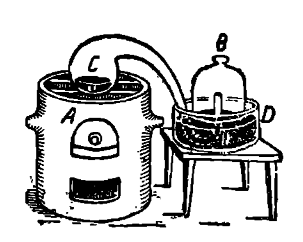
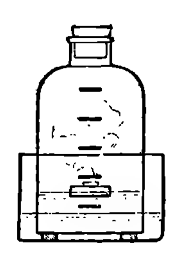


Рис. 50. Прибор, которым пользовался Лавуазье для анализа воздуха.

Было получено полное доказательство, что кислород — составная часть воздуха и что горение, образование окалин, дыхание суть соединения веществ с кислородом, независимо от того, происходит ли реакция в чистом кислороде или в воздухе.

Реакцию соединения веществ с кислородом обычно называют **окислением** веществ, а сами продукты реакции соединения элементов с кислородом называют **окислами.**


Рис. 51. Сжигание фосфора под колоколом.

2. Состав воздуха. Для того чтобы познакомиться с составом воздуха, мы можем проделать более простой опыт, взяв вместо ртути *фосфор* — вещество, которое гораздо легче и быстрее вступает в реакцию с кислородом, чем ртуть.

[1] Название „кислород" — образователь кислот — было предложено Лавуазье. Слово „кислород" — перевод латинского названия „оксигениум". Многие соединения кислорода дают при растворении в воде кислоты.

Фосфор помещают в укрепленную на пробке чашечку, плавающую на воде под колоколом (рис. 51). Фосфор зажигают и быстро закрывают колокол пробкой. Фосфор сгорает, а образовавшийся белый дым — окисел фосфора (фосфорный ангидрид) — растворяется в воде.

Вода поднимается приблизительно на $^1/_5$ объема, который занимал первоначально воздух. Если испытать оставшийся газ, то можно убедиться, что он не поддерживает горения: горящая свеча или лучинка, внесенные в колокол, моментально гаснут. Кроме того, этот газ не мутит известковой воды — это не углекислый газ. Это — *азот*, на его долю приходится около $^4/_5$ объема воздуха (рис. 52, диаграмма).

Кроме азота и кислорода, в воздухе находится углекислый газ и пары воды. Количество этих газов не постоянно, а зависит от места, где была взята проба, и от целого ряда других условий.

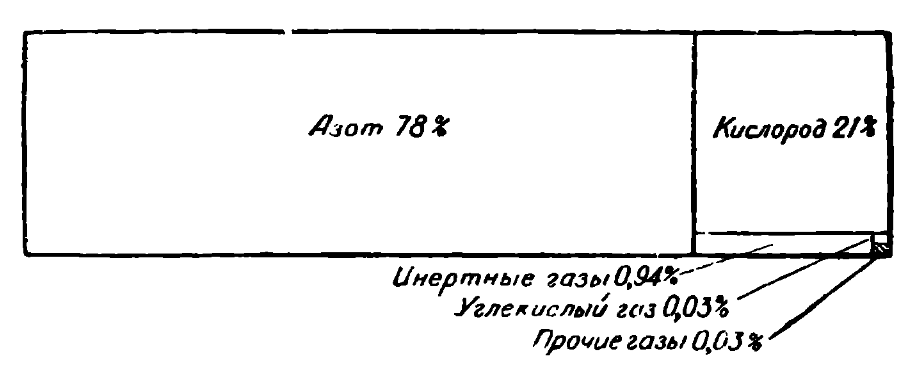


Рис. 52. Диаграмма объемного состава воздуха.

Углекислый газ, как уже известно, образуется при дыхании и при горении, и поэтому его в воздухе города, где много фабрик и заводов, где сжигаются большие количества топлива, несколько больше, чем в воздухе над морем, в лесу или в поле. В чистом воздухе углекислого газа около 0,03—0,04% по объему (рис. 52), в густо населенных местах содержание его может доходить до 0,06—0,07%.

Особенно много углекислого газа скопляется в закрытых, плохо проветриваемых помещениях, в которых находится много людей, — кислород потребляется при дыхании, накопляется углекислый газ. Воздух, содержащий более 0,1% углекислого газа, очень душен.

Количество *водяных паров* зависит от близости воды, температуры и других условий, которые должны быть известны из географии и физики.

В воздухе всегда присутствует *пыль* и *микроорганизмы* (бактерии, зародыши плесени и т. д.). Они находятся в воздухе во взвешенном состоянии, подобно мути в воде, и носятся в воздухе благодаря воздушным течениям. Количество и состав этих примесей очень разнообразны. В воздухе города много угольной пыли — сажи, несгоревших частичек угля, которые выбрасываются в виде черного дыма из труб. Многие производства дают большое количество пыли, которая носится в воздухе и, попадая в легкие, раздражает их и вызывает различные, иногда очень тяжелые заболевания.

Был исследован воздух в помещениях *вредных производств* и в одном кубическом метре воздуха было найдено: на мельнице 47 *мг* пыли, в воздухе обрубной мастерской — 55 *мг* и на цементном заводе — 224 *мг*. На рис. 53 изображен вид различного рода пыли под микроскопом.

На производстве ведется борьба с пылью — устраиваются вентиляция и различные приспособления для уменьшения количества пыли.

В школьных помещениях также образуется большое количество пыли, и поэтому нужно принимать все меры для борьбы с пылью — сырую уборку, смазывание полов нефтяным маслом, стирание с доски мокрой тряпкой. Следует помнить, что пыль вредна для легких и что вместе с пылью в воздухе всегда находятся также зародыши микроорганизмов, из которых очень многие являются причиной опасных болезней.

3. Инертные газы. Долгое время считали, что состав воздуха уже изучен, хорошо известен, и ничего нового о воздухе сказать нельзя. Опыты Лавуазье, которые затем в различных видоизменениях повторялись многократно, казались очень убедительными.

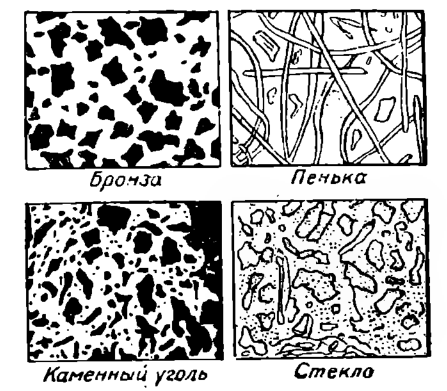


Рис. 53. Производственная пыль под микроскопом

Только в конце XIX столетия, лет 40 назад, английский ученый Ра́мсей (Ramsay), пользуясь новыми методами, разработанными на основании достижений современной науки и техники, обнаружил в азоте, остающемся после удаления из воздуха кислорода и примесей, присутствие еще *нескольких газов*.

Рамсей отделил и исследовал эти газы; оказалось, что они отличаются *особыми свойствами* — у них почти полностью отсутствует способность вступать в какие-либо химические соединения. Их характерное свойство — химическая **инертность**, т. е. неактивность. Поэтому их называют **инертными газами.** Это — аргон, гелий, неон, криптон и ксенон. В воздухе этих газов всего около $1^0/_0$ по объему (рис. 52).

Некоторые из инертных газов уже *применяются* в настоящее время в технике в тех случаях, когда требуется негорючий, не вступающий в химические реакции газ. Так, *гелий*, который является самым легким газом после водорода (он только в два раза тяжелее водорода), применяется в воздухоплавании, для наполнения дирижаблей, взамен огнеопасного водорода (применяется обычно опасная смесь гелия с небольшим количеством водорода). Подъемная сила гелия лишь на $8^0/_0$ меньше, чем подъемная сила водорода.

Гелий иногда содержится в газах, выделяющихся в некоторых местностях из земли, в газах, выделяющихся из нефтеносных скважин и из воды минеральных источников; из этих газов он и добывается.

Для наполнения электрических лампочек употребляется другой газ — *аргон*. Как известно, в электрических лампочках металлическая нить (из вольфрама) накаляется до высокой температуры электрическим током

и испускает свет. При накаливании в воздухе нить сгорела бы. Чтобы избежать этого, из лампочки выкачивают воздух; но в разреженном пространстве нить постепенно разрушается от испарения металла. Известно, что долго горевшая лампочка покрывается изнутри темным налетом металла. Поэтому теперь часто делают лампочки, наполненные аргоном в смеси с азотом, и оказывается, что такие лампочки и долговечнее и экономичнее в употреблении, чем обыкновенные.

Аргон и *неон* применяются также для особых электрических ламп, в которых светится не металлическая нить, а самый газ, через который проходит электрический разряд. Лампы в виде трубок, наполненных аргоном, дают яркосиний свет, наполненных неоном — яркий красновато-оранжевый свет. И те и другие лампы применяются для украшения витрин магазинов, световых объявлений, реклам и т. п. Неоновые лампы применяются на маяках.

ВОПРОСЫ ДЛЯ ПОВТОРЕНИЯ.

1. Как доказать, что в воздухе находится кислород и углекислый газ?
2 Какие свойства кислорода и азота используют для отделения кислорода от азота?
3. Назовите самое характерное свойство аргона или гелия.
4. Почему гелий применяется в воздухоплавании для наполнения дирижаблей, несмотря на то, что он тяжелее водорода?
5. Почему воздух считают смесью газов, а не химическим соединением?
6. Какие вредные примеси находятся в воздухе?

VII. ВЕСОВЫЕ СООТНОШЕНИЯ МЕЖДУ ЭЛЕМЕНТАМИ В ХИМИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЯХ.

При изучении какого-либо сложного вещества нас могут интересовать не только его свойства и его качественный состав, т. е. из каких элементов оно состоит, но и те весовые соотношения, в которых находятся составляющие это вещество элементы. Интересно также, могут ли быть колебания в весовых соотношениях между элементами, вступающими между собой в соединение.

Для того чтобы подойти к этим вопросам, мы должны прежде всего познакомиться с тем, как устанавливается *весовой состав* какого-либо вещества. В качестве примера возьмем воду, которую мы до сих пор изучали.

1. Весовой состав воды. Мы уже знаем свойства воды и ее *качественный состав*. Мы знаем, что вода состоит из двух элементов — водорода и кислорода. В каких же весовых количествах входят водород и кислород в состав воды?

Для решения этого вопроса мы можем исходить из того, что при разложении воды электрическим током мы получили водорода по объему вдвое больше, чем кислорода. Если бы мы получили 1 *л* кислорода, то водорода получилось бы 2 *л*.

Взвешивая 1 *л* водорода, взятого при нормальных условиях, мы найдем, что он весит 0,09 *г*, 2 *л* водорода весят 0,09 *г* $\times$ 2 = 0,18 *г*, 1 *л* кислорода (при тех же условиях) весит 1,43 *г*. Следовательно, отношение веса водорода к весу кислорода в воде будет 0,18 : 1,43 = 1 : 7,94 или,

в круглых числах, 1 : 8, т. е. на 1 вес. ч. водорода приходится 8 вес. ч. кислорода. Это и будет ***количественный,*** или весовой, состав воды.

Количественный состав воды может быть установлен и иным путем, как это сделал французский ученый Гей-Люссáк (Gay-Lussac), который первый установил (1805) количественный состав воды. Гей-Люссак смешивал в различных пропорциях водород и кислород и производил взрыв полученной смеси в закрытом сосуде с прочными стенками. Затем он определял, какой газ у него оставался в избытке и в каком объеме. Зная это, он мог рассчитать, сколько объемов каждого газа пошло на образование воды. Допустим, что он брал 10 $см^3$ кислорода и 30 $см^3$ водорода. После взрыва у него осталось 10 $см^3$ водорода. Следовательно, соединились между собою, образовав воду, 10 $см^3$ кислорода и $30 - 10 = 20$ $см^3$ водорода, т. е. для образования воды водорода нужно вдвое больше, чем кислорода. Беря газы в таком соотношении, он получал только воду; ни водорода, ни кислорода не оставалось. Другими словами, получая воду, Гей-Люссак нашел *то же отношение* между объемами водорода и кислорода, которое наблюдается и *при разложении* воды.

Взрыв в закрытом сосуде Гей-Люссак вызывал, пропуская через смесь электрическую искру.

На рис. 54 изображен упрощенный прибор, в котором можно повторить опыт Гей-Люссака.

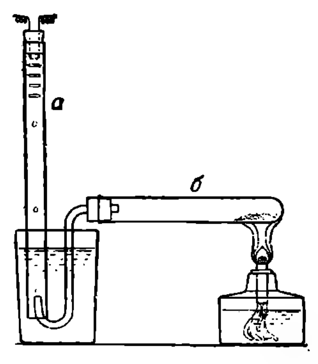


Рис. 54. Упрощенный прибор для опыта Гей-Люссака.

В толстостенную трубку *а*, наполненную водой, собирают сначала 2 объема кислорода, получаемого в пробирке *б* из марганцовокалиевой соли или иного вещества, а затем — столько же водорода.

После этого соединяют проволочки, вставленные в пробку, с источником электричества высокого напряжения. Между концами проволочек внутри трубки проскакивает электрическая искра, и в трубке происходит взрыв. После взрыва вода в трубке поднимается на три деления. В трубке вместо четырех объемов газа остается один объем; этот газ оказывается кислородом. Следовательно, при взрыве с двумя объемами водорода соединился только один объем кислорода.

Для определения весового состава воды можно воспользоваться также реакцией между окисью меди и водородом. Как известно (стр. 38), при этой реакции образуется вода. Если предварительно взвесить окись меди и затем полученную медь, то мы узнаем вес кислорода, который отделился при реакции от меди. Весь этот кислород вошел в состав образовавшейся воды. Следовательно, если взвесить получившуюся воду и вычесть из веса воды вес вошедшего в ее состав кислорода, то мы узнаем вес содержащегося в воде водорода.

Этим способом весовой состав воды был определен французским ученым Ж. Дюмá (Dumas), примерно, через 40 лет после опытов Гей-Люссака.

Способ Дюма является гораздо более точным, чем способ Гей-Люссака, так как взвешивание можно производить с гораздо большей точностью, чем измерение объемов газов.

При опытах Дюма некоторые трудности представляло определение веса образующейся при реакции воды. Нужно было не только собрать сгустившуюся в жидкость воду, но удержать и пары воды, которые могли улететь вместе с про-

ходящим через прибор избытком водорода. Для этого Дюма воспользовался веществом, жадно поглощающим пары воды — фосфорным ангидридом.

На рис. 55 дана схема прибора Дюма. Здесь *а* — трубка с шариком, в котором происходила реакция; трубка взвешивалась с окисью меди до опыта и с получившейся медью — после опыта (разность двух взвешиваний — вес отделившегося от меди кислорода); *б* — колбочка, в которой собралась образующаяся при реакции вода; *вв* — трубки с фосфорным ангидридом для удержания паров воды. Для того чтобы трубки не занимали много места, они согнуты в виде дуги или латинской буквы U (это так называемые U-образные трубки). Отводная трубка погружена в цилиндр с крепкой серной кислотой, препятствующей проникновению в трубки *вв* влаги воздуха.

Колбочка *б* и трубки *вв* взвешивались до опыта и после опыта (разность — вес образовавшейся при реакции воды).

Водород получался в приборе *А* действием серной кислоты на цинк. В трубках *ггг* водород очищался от газообразных примесей при помощи веществ, их поглощающих. В трубках *ддд* находился фосфорный ангидрид, при помощи которого осушался водород, т. е. поглощались пары воды, которые примешивались к водороду в приборе *А* (для получения водорода берется раствор серной кислоты в воде). Если бы не удерживать паров воды до поступления в трубку

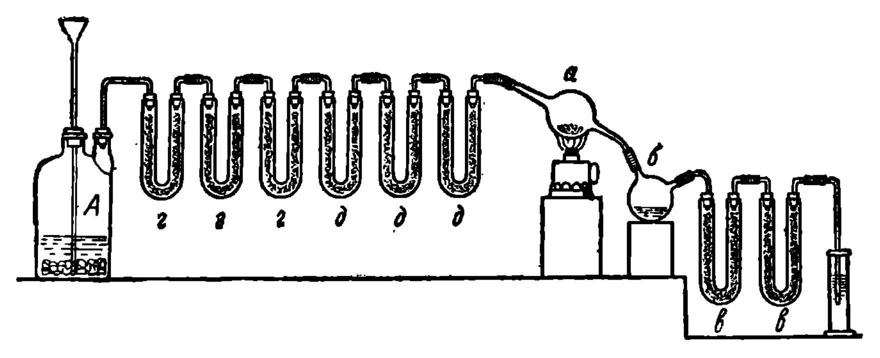


Рис. 55. Схема прибора Дюма.

с окисью меди *(а)*, то эти пары поглотились бы (как и пары воды, образующейся при реакции) в трубках *вв*, и опыт дал бы неверный результат.

Опыты Дюма подтвердили данные Гей-Люссака и дали точное соотношение водорода к кислороду в воде, а именно 1 : 7,94 или, в круглых числах, 1 : 8.

2. Анализ и синтез. Разлагая какое-либо вещество с целью определить его состав, мы производим **химический анализ.**

Если мы ограничиваемся тем, что определяем, из *каких* элементов состоит данное вещество, то мы производим **качественный анализ.**

Простейший случай качественного анализа — это разложение сложного вещества с выделением элементов в свободном виде. Примером такого анализа, помимо разложения воды, может служить также разложение окиси ртути нагреванием (стр. 8). При помощи тлеющей лучинки мы открываем, что при нагревании окиси ртути выделяется кислород, и по характерным свойствам ртути узнаем, что кроме кислорода в состав окиси входит ртуть.

Можно обнаружить присутствие данного элемента в соединении и не выделяя этого элемента в свободном виде. Так, например, при нагревании углемедной соли (стр. 7—8) получаются три вещества: вода, окись меди и углекислый газ. Все три полученные вещества — сложные. Мы знаем, что вода состоит из водорода и кислорода. Вода образо-

валась из углемедной соли. Значит, в состав углемедной соли входят водород и кислород. Зная, что окись меди состоит из меди и кислорода, мы заключаем, что в состав углемедной соли входит еще медь, и, наконец, зная, что углекислый газ состоит из углерода и кислорода, мы заключаем, что в углемедной соли содержится и углерод.

Итак, мы узнали качественный состав углемедной соли. Она состоит из четырех элементов: меди, углерода, кислорода и водорода. Было бы неправильно сказать, что в состав углемедной соли входят окись меди, вода и углекислый газ. Эти вещества *образуются* при разложении углемедной соли, состоит же она *из элементов.*

Мы привели два простейших примера качественного анализа. Задача определения качественного состава веществ не всегда решается так просто. Разрешение подобных задач, а также и анализ смесей составляют предмет особого отдела химии — *аналитической химии.*

Определение *весовых отношений* элементов в сложном веществе носит название **количественного анализа.**

Для определения состава веществ мы можем пользоваться и другим методом, *противоположным* анализу. Вместо того, чтобы разлагать данное вещество, мы его *получаем* из элементов. Например, доказав, что при соединении двух объемов водорода и одного объема кислорода получается только вода и ничего больше, мы тем самым устанавливаем состав воды.

Метод получения сложных веществ из простых веществ или, вообще, более сложных веществ из менее сложных носит в химии название **синтез.**

При научных исследованиях методом синтеза очень часто пользуются для проверки данных анализа, и, наоборот, синтезировав какое-либо вещество, его затем подвергают анализу. Оба метода приводят к одной цели — к установлению состава вещества.

3. Весовой состав воды, полученной различными способами. Мы знаем, что вода бывает в природе разная: речная, колодезная, ключевая, дождевая, морская и т. д. Мы можем разными способами получить воду искусственно — из водорода и кислорода, разложением углемедной соли, при восстановлении окиси меди водородом. Окись меди можно получить нагреванием меди, углемедной соли, азотномедной соли и иными способами. Разными способами можно получить и ряд других веществ.

Вполне естественно предположить, что образцы воды и любого другого вещества, полученные из разных мест и разными способами, могут хотя бы немного различаться по своему весовому составу.

Знаменитый французский ученый Бертолé (Berthollet, 1748—1822), известный целым рядом важных научных открытий, действительно нашел, что для некоторых веществ, полученных различными способами, наблюдаются некоторые колебания в весовом составе. Так, он нашел, что при прокаливании металлов на воздухе их кислородные соединения образуются с сильно меняющимися весовыми отношениями. Подобные же явления он находил и для некоторых других соединений. Он считал, что одни вещества образуют между собой соединения с постоянным составом, для других же существуют некоторые пределы, в которых состав этих соединений может колебаться.

Мнение Бертоле оспаривал другой французский ученый Пруст (Proust, 1754—1826), который считал, что все химические соединения

имеют постоянный состав, независимо от способа получения. Он утверждал, что данные, полученные Бертоле, зависели от недостаточной чистоты исследованных им веществ. Спор Пруста и Бертоле продолжался около 6 лет. За это время ими были разработаны методы более точного анализа и проделано большое число опытов. В результате Пруст оказался прав, и в науке установилось убеждение, что *всякое чистое вещество имеет постоянный, неизменный состав*, что существует **закон постоянства состава.**

Итак, состав воды, как и всякого соединения (стр. 10, соединения металлов с серой), постоянен. Однако из этого не следует, что водород и кислород не могут образовать совершенно *другого соединения*, отличающегося от воды и по свойствам и по составу, т. е. с отношением между водородом и кислородом не 1 : 8, а иным. Такое соединение действительно получено и называется *перекисью водорода.*

4. Перекись водорода. Перекись водорода многим хорошо известна. Слабый раствор ее применяется для полоскания горла при некоторых заболеваниях, а также для дезинфекции ран. Раствор перекиси водорода, даже очень слабый (чайная ложка 3% раствора на стакан воды), имеет характерный вкус. Более крепкие растворы имеют очень едкий вкус и действуют на кожу. На коже появляются белые пятна и чувствуется жжение.

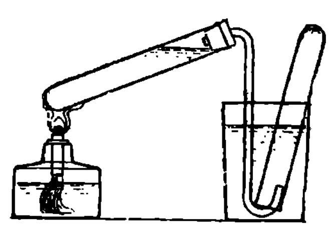


Рис. 56. Разложение перекиси водорода нагреванием.

Чистая перекись водорода — густая, бесцветная жидкость, в $1^1/_2$ раза тяжелее воды.

Перекись водорода представляет пример вещества, *легко разлагающегося*. Разложение перекиси водорода идет и при обыкновенной температуре, но медленно. Разложение можно ускорить нагреванием.

Если нагревать раствор перекиси водорода в пробирке с газоотводной трубкой (рис. 56), то можно убедиться, что при разложении перекиси водорода выделяется газ. Испытав собранный газ, мы узнаем, что это не гремучий газ, т. е. не смесь водорода и кислорода, а чистый кислород. Реакция идет так:

перекись водорода = вода + кислород.

Следовательно, кислорода в перекиси водорода больше, чем в воде, откуда и название „перекись водорода“ (воду можно было бы назвать „окись водорода“).

Разложение перекиси водорода можно ускорить не только нагреванием, но и при помощи катализаторов (стр. 22).

■ ***Опыт.*** Возьмите $^1/_4$ пробирки раствора перекиси водорода (3%). Имейте наготове тлеющую лучинку. Бросьте в пробирку небольшую щепотку черного порошка *двуокиси марганца* и опустите в пробирку тлеющую лучинку. Лучинка вспыхивает, так как сразу же начинает выделяться *кислород.*

Двуокись марганца вызывает бурное разложение перекиси водорода и выделение кислорода. Вскоре реакция заканчивается. При разложении наблюдается разогревание — выделение тепла.

Что же осталось в пробирке? Во что превратилась двуокись марганца? На вид она не изменилась.

Отфильтруйте черный порошок, оставшийся в пробирке, возьмите его с фильтра лучинкой и снова бросьте в пробирку с небольшим количеством перекиси водорода. Вы снова наблюдаете бурное разложение перекиси водорода. Можно опять отделить порошок, и он снова будет вызывать бурное разложение перекиси водорода. Это можно повторять сколько угодно раз. ■

Данный опыт нам подтверждает сказанное выше (стр. 22), что катализатор, ускоряя реакцию, сам остается неизмененным.

Кроме двуокиси марганца, катализаторами для перекиси водорода могут служить и другие вещества, как порошки металлов, особенно платины, песок и даже стекло. В стеклянной посуде перекись водорода разлагается быстрее, чем в сосуде, например, из парафина.

Катализаторы могут ускорять не только реакцию разложения перекиси водорода, но и другие самые разнообразные химические процессы. С явлением катализа мы будем еще встречаться дальше.

Кроме нагревания и катализаторов, разложение перекиси водорода ускоряет также *свет*. Если оставить раствор перекиси водорода в хорошо закупоренной склянке на окне, то разложение настолько ускоряется, что давлением выделившегося кислорода может выбросить пробку и даже разорвать склянку. В темноте же разложение идет настолько медленно, что тот же раствор перекиси водорода может сохраняться без заметного разложения многие месяцы. Вот почему из аптек перекись водорода отпускают обыкновенно в склянках темного стекла. Но и в такой склянке перекись водорода лучше держать в темном шкафу и на холоду. И, несмотря на это, перекись водорода при хранении постепенно разлагается, и раствор ее делается все слабее и слабее.

Чем крепче раствор перекиси водорода, тем легче она разлагается. Разложение чистой перекиси водорода может быть настолько бурным, что сопровождается взрывом. Чистая перекись водорода — опасное взрывчатое вещество. В химии легко разлагающиеся вещества обыкновенно называют *непрочными*.

Получить перекись водорода из воды и кислорода в сколько-нибудь значительных количествах не удается. Ее получают при реакции между перекисью бария и охлажденным до 0° раствором серной кислоты.

Анализ перекиси водорода показывает, что в ней на 1 вес. ч. водорода приходится 16 вес. ч. кислорода, т. е. *вдвое больше*, чем в воде (в воде на 1 вес. ч. водорода приходится 8 вес. ч. кислорода).

Итак, водород и кислород образуют между собой *два* соединения с совершенно *различным составом*. При этом с изменением *количественных* соотношений между элементами возникает новое *качество*, новое вещество с новыми свойствами. Вода и перекись водорода — два совершенно различных вещества.

5. Весовой состав различных соединений двух элементов. Вода и перекись водорода — не единственный случай, когда два элемента образуют между собою не одно, а два различных соединения. Некоторые элементы образуют между собою даже больше двух соединений — 3, 4, 5 и больше.

Некоторые металлы: медь, свинец, железо, марганец, образуют с кислородом по нескольку соединений — окислов. Для изучения состава и весовых отношений элементов, входящих в состав окислов металлов, можно воспользоваться реакцией между этими окислами и водородом.

Если металл образует несколько различных окислов, то все они дают при восстановлении металл и воду. Естественно предположить, что различные окислы одного и того же металла, *качественно* различные, должны быть различны и по *количественному* составу.

Подтверждение этого предположения можно получить, если мы будем брать точно взвешенное количество окисла металла, восстанавливать водородом в приборе, изображенном на рис. 49 (стр. 38), и затем *взвешивать* полученный металл.

Вычитая из веса окисла металла вес полученного металла, мы узнаем вес кислорода, который был соединен с металлом и отнят от металла водородом при реакции восстановления.

Чтобы было яснее, как производятся такие опыты, приводим результаты опытов, проделанных в одной из школ Ленинграда с окислами меди и свинца. Было взято два различных окисла меди — один красного, другой черного цвета, и два различных окисла свинца — один желтого, другой темнобурого цвета.

1. Красный окисел меди.

Вес пробирки с окислом — 8,33 *г*	Вес пробирки с получ. медью — 8,24 *г*
„ „ пустой . . — 7,53 „	„ „ пустой . . . . . — 7,53 „
„ окисла меди . . . . . — 0,8 „	„ полученной меди . . . . . — 0,71 „

Вес кислорода = 0,8 *г* — 0,71 *г* = 0,09 *г*.

2. Черный окисел меди.

Вес пробирки с окислом — 8,72 *г*	Вес пробирки с получ. медью — 8,60 *г*
„ „ пустой . — 8,12 „	„ „ пустой . . . . . — 8,12 „
„ окисла меди . . . . . — 0,6 „	„ полученной меди . . . . . — 0,48 „

Вес кислорода = 0,6 *г* — 0,48 *г* = 0,12 *г*.

Рассчитаем теперь, сколько меди приходится в этих окислах на одно и то же количество кислорода, например, на 10 *г*.

Если на 0,09 *г* кислорода в красном окисле меди приходится 0,71 *г* меди, то на 1 *г* будет приходиться $\frac{0{,}71}{0{,}09}$, а на 10 *г* — в 10 раз больше, т. е.

$$\frac{0{,}71}{0{,}09} \times 10 = 79 \text{ г меди.}$$

Произведя такой же расчет для черного окисла меди, найдем

$$\frac{0{,}48}{0{,}12} \times 10 = 40 \text{ г меди.}$$

79 почти в два раза больше 40. Если бы в школе были более точные весы, то числа получились бы еще более близкие к отношению 2 : 1 или даже точно 2 : 1.

Итак, в красном окисле меди на одно и то же число граммов кислорода приходится *вдвое больше* меди, чем в черном окисле.

Для окислов *свинца* при подобных же опытах были получены следующие данные: в 2,87 *г желтого* окисла свинца было найдено 2,67 *г* свинца

и 0,2 *г* кислорода. В 2,093 *г темнобурого* окисла — 1,82 *г* свинца и 0,273 *г* кислорода.

Если рассчитать количество кислорода, приходящееся в обоих окислах на одно и то же количество, например на 10 *г* свинца, то найдем:

в желтом окисле:

на 2,67 *г* свинца приходится 0,2 *г* кислорода
„ 10 *г* „ „ *x* „ „

$$x = \frac{0{,}2 \times 10}{2{,}67} = 0{,}75 \text{ г кислорода;}$$

в темнобуром окисле:

на 1,82 *г* свинца приходится 0,273 *г* кислорода
„ 10 „ „ „ *x* „ „

$$x = \frac{0{,}273 \times 10}{1{,}82} = 1{,}5 \text{ г кислорода.}$$

Здесь в темнобуром окисле свинца на то же число граммов свинца приходится ровно *вдвое больше* кислорода, чем в желтом окисле: 1,5 : 0,75 = 2.

Мы знаем, что сера с железом образуют *сернистое железо* (стр. 10). Кроме сернистого железа, существует еще другое соединение серы с железом, встречающееся в природе, — это минерал *серный колчедан* желтого цвета, с металлическим блеском, похожий на латунь (желтая медь).

Пользуясь другими приемами анализа, можно найти количество серы, приходящееся на одно и то же количество железа в сернистом железе и в серном колчедане. Мы знаем, что на 7 вес. ч. железа в сернистом железе приходится 4 вес. ч. серы (стр. 9). Анализ серного колчедана показывает, что в серном колчедане на 7 вес. ч. железа приходится 8 вес. ч. серы, т. е. *вдвое больше*, чем в сернистом железе.

В *перекиси водорода*, как уже известно, на 1 вес. ч. водорода приходится *вдвое больше* кислорода, чем в *воде*.

Возьмем еще пример — два соединения углерода с водородом: *болотный газ*, выделяющийся со дна стоячих вод при разложении под водой остатков растений и животных, и *ацетилен* — искусственно получаемый газ, применяемый для сварки и резки металлов. В болотном газе на 1 вес. ч. водорода приходится 3 вес. ч. углерода, а в ацетилене на 1 вес. ч. водорода — 12 вес. ч. углерода, т. е. в 4 раза больше. Такие же *простые соотношения* получаются и для других подобных соединений.

Во всех этих случаях *мы должны обратить внимание на два обстоятельства.*

1. По весовому составу два соединения одних и тех же элементов *резко отличаются* одно от другого. Состав изменяется как бы *скачком.*

С 1 вес. ч. водорода соединяются либо 8, либо 16 вес. ч. кислорода. Другого состава соединений получить не удается. То же можно сказать и вообще о нескольких соединениях двух элементов.

2. Кроме того, когда два элемента образуют между собой несколько соединений, наблюдается другая правильность. Помимо того, что на одно и то же количество одного элемента приходятся резко различные количества другого элемента, эти количества обычно в 2, в 3, в 4, вообще *в целое число раз одно больше другого.*

Эти правильности были найдены впервые английским ученым Да́льтоном (Dalton, 1766—1844).

ВОПРОСЫ ДЛЯ ПОВТОРЕНИЯ.

1. Каков весовой состав воды?
2. Как установил Гей-Люссак состав воды?
3. В чем заключается способ определения состава воды по Дюма?
4. Что такое качественный анализ?
5. Что такое синтез?
6. Что такое количественный анализ?
7. В чем заключается закон постоянства состава?
8. Какие непрочные вещества вы знаете?
9. Что такое катализатор?
10. Укажите условия, вызывающие ускорение реакции.
11. Можно ли сказать, что в состав известняка входит известь?
12. Какой газ останется после взрыва смеси пяти объемов водорода и двух объемов кислорода и сколько объемов этого газа останется?
13. Каковы свойства и состав перекиси водорода?
14. Какие правильности были установлены Дальтоном для нескольких соединений, образованных двумя данными элементами?

VIII. СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВА.

Дальтон не только отметил указанные выше правильности. Он открыл и причину этих правильностей. Он дал им объяснение, которое лежит в настоящее время в основе всех наших знаний по химии. Дальтон является основателем современной химии.

1. Атомы Дальтона. Из наблюдений Дальтона выходит так, как будто бы элементы можно присоединять к другим элементам только определенными порциями. К данному количеству одного элемента можно присоединить одну, две, три порции другого элемента, но не произвольные количества, подобно тому как к паровозу мы можем прицепить 1, 2, 3 вагона, но не 1,3 или 2,78 вагона.



Джон Дальтон (John Dalton) 1766—1844.

Дальтон нашел указанные правильности не случайно, он именно ожидал таких *простых* соотношений. Дело в том, что на основании ряда соображений Дальтон составил себе определенное представление о *строении вещества*, представление, которое зародилось еще у древних греческих философов, живших более двух тысяч лет назад. Дальтон представлял себе всякое вещество не чем-то сплошным, неразрывным, а состоящим из мельчайших не различимых глазом частичек, которым греческие философы дали название **áтомы**, что значит — неделимые.

Дальтон считал, что для каждого элемента эти атомы особые, имеющие свой собственный определенный вес и размеры. Распадаться, делиться атомы не могут. Они могут только соединяться между собой, образуя „атомы сложных веществ“, которые теперь называют **молéкулы**.

При образовании молекул к данному числу атомов одного элемента

могут присоединиться либо один, либо два, либо вообще целое число атомов другого элемента.

Дальтон представлял себе атомы в виде шариков и изображал их при помощи кружочков. Пусть кружочек ○ изображает атом кислорода и кружочек Ⓒ изображает атом меди. При образовании соединений меди с кислородом могут к одному атому кислорода присоединяться либо *один*, либо *два* атома меди.

Пусть один атом кислорода весит 8 каких-то ничтожно малых долей грамма, а атом меди — 32 таких же доли грамма. Тогда в молекуле черного окисла меди на 8 вес. ч. кислорода будет приходиться 32 вес. ч. меди, а в молекуле красного окисла меди на те же 8 вес. ч. кислорода — 64 вес. ч. меди, т. е. *вдвое больше*.

○Ⓒ — Черный окисел меди.

Ⓒ○Ⓒ — Красный окисел меди.

Ясно, что то же соотношение останется, если мы возьмем 2 молекулы черного окисла и 2 молекулы красного, 10 и 10 молекул, миллион и миллион молекул. Все равно, на одно и то же количество кислорода в красном окисле меди будет вдвое больше меди, чем в черном окисле меди, сколько бы вещества мы ни брали.

Опыты, произведенные Дальтоном, вполне подтвердили его гипотезу; открытые им правильности вполне отвечали его представлению о том, что вещество состоит из отдельных атомов, имеющих определенный и неизменный вес. В различных соединениях двух элементов действительно на данное количество одного элемента приходились такие количества другого, которые были в целое число раз одно больше другого.

Исходя из того, что в самых разнообразных химических соединениях *наименьшие весовые количества* всегда приходятся на долю *водорода*, Дальтон решил, что *наиболее легкий* атом — это *атом водорода*.

Далее Дальтон предположил, что *молекула воды*, весовой состав которой — 1 вес. ч. водорода и 8 вес. ч. кислорода, состоит только из двух атомов: из *одного атома* водорода и *одного атома* кислорода. Из этого следовало, что атом кислорода весит в 8 раз больше одного атома водорода. Таким образом, если один атом водорода, который Дальтон обозначил значком ⊙, весит одну какую-то ничтожно малую единицу веса, то атом кислорода весит 8 таких единиц. Сообразно с этим Дальтон изображал состав воды так: ⊙○

Подобным же образом, принимая вес одного атома водорода *за единицу*, Дальтон на основании весового состава соединений различных элементов с водородом, *определил, во сколько раз различные атомы тяжелее одного атома водорода*, т. е. вывел предположительные **атомные веса** и других известных ему элементов. При этом он каждый раз исходил из предположения, что в молекулы простейших соединений двух элементов входит по одному атому каждого элемента.[1]

[1] Для элементов, не дающих соединений с водородом, Дальтон исходил из их соединений с кислородом, рассчитывая количество элемента, приходящееся на 8 вес. ч., т. е. на один атом кислорода.

Дальтон обозначил атомы и их веса соответствующими значками — кружками. При помощи этих кружков он начал изображать весовой состав химических соединений. Это были *первые химические формулы*, изображавшие не только качественный, но и количественный состав веществ, так как каждый кружок изображал атом, т. е. определенное весовое количество элемента.

Формула красного окисла меди, или *закиси меди*, которую Дальтон изобразил бы так: Ⓒ◯Ⓒ, не только означает, что молекула закиси меди состоит из 1 атома кислорода и 2 атомов меди, но и то, что в любом количестве этого соединения отношение между кислородом и медью такое же, как в одной молекуле, т. е. 8 : 64.

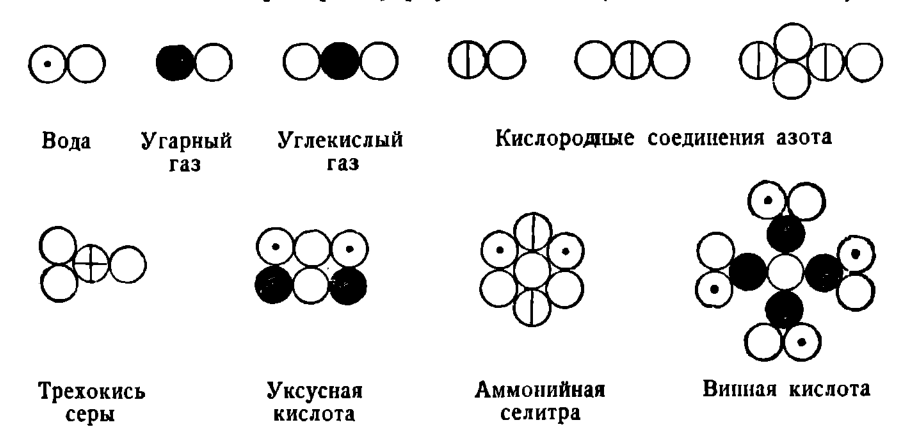
На нижеследующей таблице приведены (не для заучивания!) примеры значков, которыми Дальтон обозначал атомы известных ему элементов:



Каждому значку соответствовал определенный атомный вес.

Мы этих атомных весов не приводим, так как они были неточны и впоследствии заменены более точными (см. ниже).

Вот несколько примеров формул Дальтона (не для запоминания):



Эти формулы, составленные на основании неточных анализов того времени, с неточными атомными весами, все-таки очень близки к современным химическим формулам, и можно поражаться гениальности, с которой Дальтон предвидел состав многих веществ.

2. Атомно-молекулярное учение. Замечательная идея Дальтона составляет, как уже сказано, *основу современной химии*. Учение Дальтона постепенно развилось и расширилось. Мы теперь не только *вполне опре-*

деленно знаем, что атомы действительно *существуют,* но мы много знаем и о строении атомов, имеем ясное представление *о строении* молекул, *о размерах* и *весе* молекул и атомов, об их *движении.*

Все это составляет целую область науки — *атомно-молекулярное учение.* Из курса физики должно быть известно, что расширение тел при нагревании и сжатие при охлаждении объясняется тем, что молекулы веществ могут удаляться друг от друга и сближаться.

Помимо того, что молекулы тел находятся друг от друга на некоторых расстояниях, которые могут уменьшаться и увеличиваться, молекулы находятся в непрерывном *движении.*

Движение молекул особенно ярко сказывается на свойствах веществ в газообразном состоянии.

Если мы возьмем два цилиндра с газами и соединим их отверстиями, то очень скоро оба газа *сами собой* перемешаются и получится однородная смесь газов. Это явление, которое носит название **диффузия,** особенно хорошо наблюдать, если один из газов бесцветен, а другой — окрашен. Можно, например, взять цилиндр с водородом и другой цилиндр с окислом азота, имеющим бурый цвет. После соединения цилиндров более тяжелый газ, окисел азота, будет распространяться, диффундировать вверх (рис. 57), а более легкий, водород, — вниз.

Рис. 57. Диффузия газов.

Газы сами собой перемешиваются даже в том случае, если их молекулам приходится проходить по узкой трубке.

Дальтоном был проделан такой опыт. Он взял две склянки; одну наполнил углекислым газом, другую — водородом, соединил склянки стеклянной трубкой, как показано на рис. 58, причем склянку с тяжелым углекислым газом поместил внизу, а с водородом, который в 22 раза легче углекислого газа, — вверху, и оставил прибор в полном покое на несколько часов. Когда он исследовал газы в склянках, то оказалось, что состав газов в обеих склянках был совершенно одинаков — водород перемешался с углекислым газом, образовалась однородная смесь. Явление диффузии газов можно объяснить только *движением* молекул.

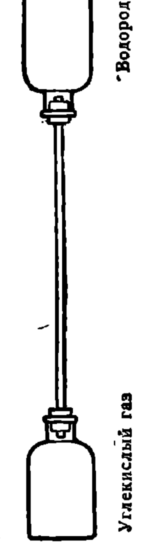


Рис. 58. Опыт Дальтона.

Диффузию газообразных веществ мы на каждом шагу наблюдаем в нашей обыденной жизни. Всем хорошо известно, как быстро распространяются различные запахи — карболки, бензина, нафталина, духов. Стоит в одном месте пролить пахучее вещество — запах наполняет всю комнату. Что же такое запах? Запах — это свойство вещества; молекулы вещества движутся и, попадая на слизистую оболочку нашего носа, вызывают определенное ощущение.

Движутся не только молекулы газов, но и молекулы жидкостей и твердых веществ и перемешиваются между собой.

Если налить в цилиндр воды, а поверх воды осторожно налить более легкого спирта и оставить цилиндр спокойно стоять, то сначала мы отчетливо видим два отдельных слоя жидкостей, а затем посте-

пенно граница становится все менее и менее ясной и, наконец, получается совершенно однородная смесь.

Если положить на дно высокого стеклянного цилиндра кристаллы какого-либо растворимого в воде твердого вещества, например, медного купороса, осторожно налить воды и оставить цилиндр стоять спокойно, то через некоторое время мы заметим над кристаллами слой густо окрашенной жидкости, постепенно светлеющей кверху, и над ним бесцветную воду. Постепенно, хотя очень медленно, окрашенный слой растет, и, наконец, вся жидкость становится однородной.

Все эти наблюдения на первый взгляд противоречат закону тяготения: более тяжелые — углекислый газ, вода, соли — поднимаются вверх, более легкие — водород, спирт и другие вещества — опускаются вниз. Эти противоречия можно объяснить только тем, что и вода, и соли, и газы и т. д. состоят из отдельных частиц — молекул, имеющих *свое собственное движение.* Такое движение можно открыть у молекул и атомов даже твердых веществ: если взять медную пластинку, пришлифовать к ней цинковую пластинку, очень сильно сжать и нагревать долгое время ниже температуры плавления металлов, то окажется, что пластинки спаиваются, и на границе соприкосновения меди и цинка образуется сплав — атомы цинка проникли между атомами меди, и, обратно, атомы меди — между атомами цинка. Этим пользуются в настоящее время в технике для покрытия металлов их сплавами с другими металлами. Покрываемый предмет помещают в плотно закрытый сосуд с порошком металла (цинка, алюминия) и нагревают до температуры ниже температур плавления взятых металлов. Атомы металла, взятого в виде порошка, постепенно проникают в поверхность покрываемого металла и образуют с ним прочный сплав.

Итак, целый ряд наблюдений над *физическими* явлениями подтверждает молекулярное строение вещества.

Химические реакции нельзя себе представить без перемещения, т. е. без *движения атомов,* составляющих молекулы вещества. Атомы также находятся в непрерывном движении.

Таким образом, атомно-молекулярное учение дает объяснение целому ряду физических и химических явлений. Оно делает понятными также и те химические законы, с которыми мы раньше познакомились.

Закон сохранения веса веществ заключается в том, что вес веществ, вступающих в реакции, равен весу веществ получающихся. С точки зрения атомно-молекулярной теории при всяком химическом явлении атомы, входящие в состав молекул данных веществ, образуют новые молекулы. Сколько было атомов, столько их и остается, но в других комбинациях. А так как вес атомов неизменен, то новые вещества должны весить столько же, сколько весили взятые.

Закон постоянства состава заключается в том, что состав данного соединения неизменен, постоянен, независимо от способов получения. Мы это можем понять так: если в состав молекулы, например, черного окисла меди входит один атом меди и один атом кислорода, то отношение между весами меди и кислорода должно быть неизменным, каким бы способом мы это вещество ни получали. Если же с одним атомом кислорода соединяется не один, а два атома меди, то это уже будет совсем другое вещество — красный окисел меди.

Понятия *простое вещество, сложное вещество, элемент* также получают новое освещение с точки зрения атомно-молекулярного учения.

Простые вещества состоят из одинаковых атомов, сложные вещества — из разнородных атомов.

При химических реакциях атомы простых и сложных веществ переходят в молекулы новых веществ. Однако образование новых молекул мы не можем рассматривать только как перемещение атомов из одной молекулы в другую, а молекулу — лишь как простую сумму атомов, ее составляющих. Соединяющиеся в молекулы атомы настолько сильно влияют друг на друга, что в веществах, состоящих из новых молекул, мы уже не видим свойств прежних веществ. В окиси ртути мы не видим ни свойств ртути, ни свойств кислорода. Окись ртути — совершенно новое вещество с новыми свойствами (новое качество).

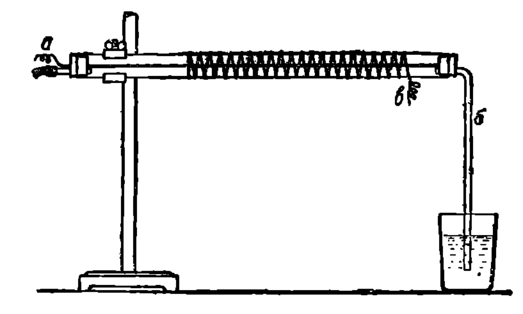


Рис. 59. Простейший озонатор.

Отмечая это, мы говорим, что в окиси ртути находится не простое вещество — ртуть, а элемент ртуть.

С точки зрения атомно-молекулярного учения, *элемент* — это все вообще атомы, *совокупность атомов одного и того же рода*. Эти атомы могут составлять простое вещество и могут вместе с атомами других родов образовать сложные вещества.

Интересно отметить, что учение об атомах, лежащее в основе развития современной химии, очень долго, с первых веков нашей эры и до XVII в. подвергалось гонению со стороны христианской церкви, как противоречащее религии. Так, например, в 1626 г. по настоянию церковников парижским парламентом был издан декрет, запрещавший заниматься атомной теорией под страхом смертной казни. Это замедлило, но не остановило развитие атомно-молекулярного учения, играющего громадную роль в науке.

3. Аллотропные видоизменения элементов. Для лучшего уяснения различия понятий „простое вещество“ и „элемент“ следует познакомиться с изменением, которое происходит в кислороде в том случае, если через кислород пропускать электрические искры.

Всякий, кто стоял близко от работающей электрической машины, знает, что при проскакивании искр, т. е. при разряде через воздух, около машины замечается своебразный запах свежести, делающийся затем более резким. Изучение этого явления показало, что причиной запаха является изменение, которому подвергается кислород воздуха.

На рис. 59 изображен прибор, при помощи которого можно познакомиться с измененным кислородом. Прибор состоит из широкой стеклянной трубки. Внутрь трубки вставлена проволока *а*, снаружи трубка обвита второй проволокой *в*. Проволоки соединены с электрической машиной или с другим прибором, дающим такое высокое напряжение,[1]

[1] Например, трансформатор или катушка с напряжением в несколько тысяч вольт. Устройство и действие этих приборов рассматриваются в курсе физики.

чтобы разряд проходил через стекло и через кислород, пропускаемый сквозь прибор по трубке слева.

Вскоре же выходящий из отводной трубки *б* кислород приобретает характерный запах. Если пропускать кислород в воду, как на рисунке 59, то образующееся водоизменение кислорода растворяется в воде.

Более подробное изучение изменившегося кислорода показывает, что изменяется не только запах, изменяются все свойства кислорода. Получается *совсем новое вещество*. В чистом виде это новое вещество получить трудно, но возможно. Это — газ более тяжелый, чем кислород, синего цвета, значительно лучше, чем кислород, растворяющийся в воде. Газ имеет резкий запах, при вдыхании сильно раздражает слизистые оболочки носа и горла и в значительных количествах вызывает отравление.

Это видоизменение кислорода получило название *озон* (слово греческое, обозначающее „пахнущий").

Озон вступает в те же химические реакции, что и кислород, но окисляет гораздо энергичнее кислорода. Если пропускать кислород, содержащий озон, в раствор синей краски индиго или в раствор лакмуса, то краска постепенно окисляется и обесцвечивается. Каучуковая трубка, через которую протекает озон, через некоторое время начинает разрушаться и, в конце концов, распадается на части. Так же энергично окисляется озоном и целый ряд других веществ.

Озон, если его оставить на некоторое время, сам собою постепенно превращается в обыкновенный кислород. Это обратное превращение можно ускорить нагреванием.

С таким явлением, когда простое вещество, не вступая ни в какие химические реакции с другими веществами, превращается в новое качество, в новое вещество с новыми свойствами, мы до сих пор еще не встречались. В чем же здесь дело? Как можем мы объяснить такое превращение? Объяснение мы находим в атомно-молекулярном учении. Можно доказать (доказательств мы здесь приводить не можем), что атомы кислорода, образуя простое вещество кислород, соединяются между собой в молекулы, состоящие из двух атомов кислорода, образуя же озон, который также является простым веществом, соединяются в молекулы, состоящие из трех атомов кислорода.

Образование молекул озона из молекул кислорода можно изобразить такой схемой:

Следовательно, образование из простого вещества *нового качества* — нового простого вещества с новыми свойствами — связано с изменением *количества атомов*, соединяющихся между собою при образовании молекул.

Взаимное влияние атомов друг на друга в том случае, когда они связаны в молекуле по два, — иное, чем тогда, когда они связаны по три.

При превращении озона в кислород молекулы озона распадаются на отдельные атомы, которые затем образуют новые молекулы. То же самое происходит и при действии на молекулы кислорода электрического раз-

ряда. Молекулы распадаются на атомы, которые затем образуют частью молекулы озона, частью опять молекулы кислорода.

С распадением озона на отдельные атомы кислорода связано то, что озон энергичнее окисляет, чем обыкновенный кислород. Очевидно, отдельные атомы, не соединившиеся еще в молекулы, реагируют несравненно легче, чем молекулы.

Озон является хорошим дезинфицирующим (обеззараживающим) средством. Он убивает бактерии и применяется для обеззараживания воздуха и воды. Свежий запах воздуха после грозы, т. е. после электрических разрядов в атмосфере, объясняется образованием в воздухе озона.

Когда элемент образует два или *несколько* различных *простых веществ*, отличающихся по своим свойствам, то эти видоизменения одного и того же элемента называют **аллотропными** видоизменениями, а самое явление — **аллотропией.** Кроме кислорода, аллотропные видоизменения образуют и многие другие элементы. С этими видоизменениями мы еще встретимся.

Из сказанного ясно, почему понятие „простое вещество“ нельзя отождествлять с понятием „элемент“. Окись меди мы можем получить, действуя на медь и кислородом и озоном. В состав же этой окиси входит не кислород как простое вещество и не озон, а элемент кислород или те атомы, которые образуют и кислород и озон.

Мы можем теперь дать определение понятий „молекула“ и „атом“.

Молекулы — *это наименьшие отдельные частички, из которых состоят вещества.*

Атом — *это наименьшая частичка данного элемента, которая может существовать в молекулах соединений и простых веществ.*

4. Вес атома и атомный вес. Атомов и молекул мы видеть не можем, так как они *необычайно малы.* Некоторое представление о том, насколько малы молекулы, можно составить себе на основании следующего опыта.

Если отвесить 0,015 *г* марганцовокалиевой соли (несколько кристалликов) и растворить ее в 1 *л* воды, то вода приобретает заметное розовое окрашивание. В одном кубическом сантиметре этого раствора будет 0,015 : 1000 = 0,000015 *г* соли. В одной капле — примерно в 20 раз меньше, т. е. 0,000015 : 20 = 0,00000075 *г* соли. Но ведь одна капля вся окрашена солью, и, следовательно, в ней находится еще очень много молекул. Как же мал должен быть вес каждой молекулы!

Одна крупинка хинина придает горький вкус нескольким литрам воды. Запах мускуса может наполнить целый громадный зал, а самые точные весы не обнаруживают потери в весе, так как эта потеря ничтожна.

На стекле можно осадить заметный по блеску слой золота толщиною в 0,000 000 005 *см.* Ясно, что диаметр атомов золота должен быть меньше этой величины.

Данные современной физики, на которых мы здесь не можем останавливаться (их изучают в высшей школе), позволяют определить *веса атомов* различных элементов — конечно, не непосредственным взвешиванием, а косвенным образом.

Вес одного атома водорода в граммах оказывается равным 0,000 000 000 000 000 000 000 001 663 *г* или $0,(0)_{23}1663$ *г*, вес одного атома кислорода равен $0,(0)_{22}26608$ *г* и т. д.

Мы в нашем воображении не можем себе ясно представить таких малых величин, совершенно так же, как у нас нет реального представления об очень больших величинах.

Задача. Попробуйте прикинуть на-глаз, какой толщины будет книга в 2 миллиона страниц (1 миллион листиков), а затем подсчитайте, измерив толщину 200 страниц какой-нибудь книги в сантиметрах, и сравните с величиной, какую вы себе представили на-глаз.

Ясно, что пользоваться такими малыми числами на практике было бы очень затруднительно. Поэтому, хотя мы теперь и знаем веса отдельных атомов, мы продолжаем пользоваться введенным в науку понятием об атомных весах.

Атомный вес — *это число, показывающее, во сколько раз атом данного элемента тяжелее одного атома водорода.*

Идея Дальтона относительно возможности установления атомных весов элементов получила затем дальнейшее развитие. Приблизительные и неточные *атомные веса* Дальтона заменены были, после продолжительной работы целых поколений ученых, очень точно определенными атомными весами. Так, между прочим, оказалось, что атомный вес кислорода следует принять не за 8, а за 16, и в составе воды не один атом водорода, а два. Состав воды, пользуясь значками Дальтона, мы должны изобразить не ⊙○, а ⊙○⊙, т. е. на 2 вес. ч. (2 атома) водорода 16 вес. ч. (1 атом) кислорода. Здесь отношение остается то же самое 1 : 8, какое и было найдено Гей-Люссаком, но атомный вес кислорода не 8, а 16.

Следует отметить, что современные точные атомные веса оказалось удобным рассчитывать, принимая вес атома водорода не ровно за 1, а за 1,008. Тогда атомный вес кислорода будет ровно 16, а не 15,88, как получилось бы, если бы вес атома водорода принимать за 1. Напомним (стр. 42), что анализ и синтез воды дают отношение веса водорода к весу кислорода 1 : 7,94 или 1,008 : 8, а не ровно 1 : 8, как мы это для простоты принимали.

Вопросы о том, как установлены современные точные атомные веса, как определены размеры атомов и молекул, и на основании каких соображений можно судить о строении атомов, — вопросы крайне интересные, но очень сложные и трудные, и с ними возможно вполне сознательно ознакомиться лишь в высшей школе. Однако это нисколько не помешает нам пользоваться атомными весами для изображения весового состава сложных веществ при помощи *химических формул.*

5. Химические формулы. Из таблицы значков Дальтона (стр. 52) видно, что для некоторых металлов Дальтон, вместо того чтобы придумывать новые отличия кружков, начал ставить в середине кружков буквы. Это начальные буквы английских названий металлов: I — iron (айрн) — железо, C — copper (коппер) — медь и т. д.

Впоследствии эта мысль Дальтона была использована шведским ученым Берцéлиусом (Berzelius, 1779 — 1848) для обозначения атомов *только буквами*, без кружков. Со времен Берцелиуса мы изображаем атомы элементов начальными *латинскими буквами* их названий, взятых большею частью из латинского и греческого языков. На нижеследующей таблице (стр. 59) приведены химические знаки, или *сим-*

воды, и атомные веса важнейших элементов (атомные веса даны округленные, без десятых и сотых; точные атомные веса см. на таблице в конце книги). Если названия нескольких элементов начинаются с одной и той же буквы, то рядом с начальной буквой ставится одна из следующих.

Химические формулы по предложению Берцелиуса пишут не так, как это делал Дальтон, а именно: не повторяют химический знак столько раз, сколько атомов данного элемента в молекуле сложного вещества, а обозначают число атомов маленькой цифрой внизу справа от знака элемента (цифра 1 не ставится). Так, состав воды обозначают не ННО, а H_2O. Читают эту формулу так: ха-два-о, произнося х как г с придыханием или аш-два-о.[1] Понимают же формулу воды так: в состав молекулы воды входят два атома водорода и один атом кислорода, т. е. в воде содержатся 2 вес. ч. водорода и 16 вес. ч. кислорода.

Формулу серной кислоты H_2SO_4 читают ха-два-эс-о-четыре или аш-два-эс-о-четыре, а понимают так: в состав серной кислоты входят 2 вес. ч. водорода, 32 вес. ч. серы и 64 (т. е 16×4) вес. ч. кислорода. Как отдельные буквы в формулах принято произносить только знаки следующих важнейших элементов: бора В (бе), углерода С (це), водорода Н (ха или аш), кислорода О (о), фосфора Р (пе) и серы S (эс). Остальные все знаки произносятся обыкновенно как латинские названия

ТАБЛИЦА ХИМИЧЕСКИХ ЗНАКОВ И АТОМНЫХ ВЕСОВ ВАЖНЕЙШИХ ЭЛЕМЕНТОВ.

Химич. знак	Атомный вес	Русское название	Латинское название	Произношение латинского названия	Произношение химического знака в формуле
Ag	108	Серебро	Argentum	Аргентум	Аргентум
Al	27	Алюминий	Aluminium	Алюминиум	Алюминий
Ba	137	Барий	Barium	Бариум	Барий
Bi	209	Висмут	Bismuthum	Бисмутум	Висмут
C	12	Углерод	Carboneum	Карбонеум	Це
Ca	40	Кальций	Calcium	Кальциум	Кальций
Cl	35,5	Хлор	Chlorum	Хлорум	Хлор
Cu	64	Медь	Cuprum	Купрум	Купрум
Fe	56	Железо	Ferrum	Феррум	Феррум
H	1	Водород	Hydrogenium	Хидрогениум	Ха или аш
Hg	200	Ртуть	Hydrargyrum	Хидраргирум	Хидраргирум
K	39	Калий	Kalium	Калиум	Калий
Mg	24	Магний	Magnesium	Магнезиум	Магний
Mn	55	Марганец	Manganum	Манганум	Марганец
N	14	Азот	Nitrogenium	Нитрогениум	Эн
Na	23	Натрий	Natrium	Натриум	Натрий
O	16	Кислород	Oxygenium	Оксигениум	О
P	31	Фосфор	Phosphorus	Фосфорус	Пе
Pb	207	Свинец	Plumbum	Плюмбум	Плюмбум
S	32	Сера	Sulfur	Сульфур	Эс
Si	28	Кремний	Silicium	Силициум	Силициум
Sn	119	Олово	Stannum	Станнум	Станнум
Zn	65	Цинк	Zincum	Цинкум	Цинк

[1] Латинские буквы в химических формулах произносят по-латыни, но букву Н чаще произносят по-французски (аш), хотя это и неправильно.

элементов: железо Fe — феррум, медь Cu — купрум, ртуть Hg — хидраргирум, причем, если русское название взято из латинского, то у названия произносят обычно русское окончание, а не латинское: Ca — кальций, а не кальциум, K — калий, а не калиум, Zn — цинк, а не цинкум.

Вот еще несколько примеров произношения формул:

Fe_2O_3 (окись железа) — феррум-два-о-три.

HCl (соляная кислота) — ха-хлор или аш-хлор.

NaCl (поваренная соль) — натрий-хлор.

Задача. Пользуясь таблицей, приведенной выше, запишите произношение и количественное значение формул:

1. Поташ K_2CO_3
2. Селитра KNO_3
3. Купорос $CuSO_4$
4. Сода Na_2CO_3
5. Гипс $CaSO_4$
6. Ляпис $AgNO_3$
7. Сулема $HgCl_2$
8. Двуокись марганца MnO_2
9. Горькая соль $MgSO_4$
10. Бертолетова соль $KClO_3$

6. Как составляется химическая формула. Так как каждое сложное вещество состоит из молекул, а всякая молекула состоит из определенного числа атомов, то состав всякого сложного вещества можно выразить при помощи химической формулы. Как же это делается? Ведь химический анализ дает нам только весовые количества элементов, а не число атомов в молекуле. Как же по весовому составу найти химическую формулу? Разберем это на примере.

Пусть имеется какой-то газ. Качественный анализ дает, что газ состоит из углерода и кислорода. Количественный анализ — что в этом газе на 3 вес. ч. углерода приходится 8 вес. ч. кислорода. Из скольких атомов углерода и скольких атомов кислорода состоит молекула этого газа?

Сделаем простейшее предположение, а именно, предположим, что в молекуле этого газа содержится 1 атом углерода. Один атом углерода — это 12 вес. ч. углерода. Сколько же весовых частей кислорода должно приходиться на 12 вес. ч. углерода, если на 3 ч. приходится 8 ч.?

Рассуждаем так: если на 3 ч. углерода приходится 8 ч. кислорода, то на 1 ч. будет в 3 раза меньше, т. е. $\frac{8}{3}$, а на 12 ч. в 12 раз больше, т. е. $\frac{8 \times 12}{3}$ ч. Сокращая дробь, получаем $8 \times 4 = 32$ ч. Сколько же это будет атомов? Атомный вес кислорода 16, следовательно, атомов будет $32 : 16 = 2$. Значит, в состав молекулы нашего газа входит 1 атом углерода и 2 атома кислорода, и формула его будет CO_2. Это углекислый газ.

Но, ведь, мы совершенно произвольно допустили, что в молекуле газа содержится 1 атом углерода. Почему же не допустить, что в нем 1 атом кислорода? Не получится ли тогда другой результат. Попробуем сделать такое предположение. Тогда мы должны рассуждать так: на 8 вес. ч. кислорода приходится 3 вес. ч. углерода. Сколько весового углерода придется на 1 атом кислорода, т. е. на 16 вес. ч.? Придется $\frac{3 \times 16}{8} = 6$ ч. углерода. Так как атомный вес углерода 12, то

это составляет $\frac{1}{2}$ атома углерода на 1 атом кислорода. Но $\frac{1}{2}$ атома быть не может. Значит, должно приходиться не $\frac{1}{2}$ атома на 1 атом, а 1 атом на 2 атома. Иными словами, и при таком рассуждении получается формула CO_2. То же получится, если мы предположим, что в молекуле нашего газа 2 атома углерода. Мы получим отношение 24 : 64, которому соответствует 2 атома углерода и 4 атома кислорода, за формулу же мы принимаем простейшее соотношение, т. е. не 2 : 4, а 1 : 2, т. е. получаем опять CO_2.

Результаты химического анализа выражают обычно в процентах. Так, например, белый порошок, получающийся при горении магния — жженая магнезия, — содержит 60% магния и 40% кислорода, т. е. весовые количества магния и кислорода относятся как 60 : 40.

Возможность нахождения химической формулы основана на том, что весовое отношение между элементами в любом количестве сложного вещества должно быть такое же, как в одной молекуле. В молекуле углекислого газа отношение углерода к кислороду 12 : 32, а анализ дает отношение 3 : 8. Ясно, что эти отношения равны 12 : 32 = 3 : 8. Таким образом задача нахождения формулы по весовому составу — задача чисто арифметическая.

Вместо того чтобы решать задачи приведением к единице, как указано выше, можно пользоваться следующим простым *правилом:* весовые количества элементов (выраженные в процентах или в весовых единицах) делим на соответствующие атомные веса. Получаем отношение между числами атомов в данном веществе. Если числа получаются дробные, приводим их к целым, так как в состав молекулы могут входить только целые числа атомов.

Возьмем разобранный выше пример вещества, состоящего из 3 вес. ч. углерода и 8 вес. ч. кислорода. Делим 3 на 12, получаем $\frac{1}{4}$, или 0,25. Делим 8 на 16, получаем $\frac{1}{2}$, или 0,5.

Числа атомов углерода и кислорода относятся как 0,25 : 0,5 или, в целых числах, как 1 : 2.

Задачи. Найдите формулы следующих веществ:

1. Жженой магнезии, состав которой приведен выше.
2. Болотного газа, содержащего 75% углерода и 25% водорода.
3. Кислородных соединений серы, одно из которых содержит 50% серы и 50% кислорода и другое — 40% серы и 60% кислорода.
4. Марганцовой руды, содержащей 63,2% марганца и 36,8% кислорода.
5. Окисла азота, содержащего 25,93% азота и 74,07% кислорода.
6. Поташа, содержащего 56,52% калия, 8,7% углерода и 34,78% кислорода.
7. Соединения, содержащего 2,04% водорода, 32,65% серы и 65,31% кислорода.
8. Чилийской селитры, содержащей 27,2% натрия, 16,5% азота и 56,3% кислорода.

7. Молекулярные формулы. Во всех разобранных нами примерах и задачах мы находили простейшее отношение между атомами в молекулах; формулой углекислого газа мы считали простейшую формулу CO_2, а не C_2O_4 и не C_3O_6, которые также отвечали бы весовому составу вещества. Во всех рассмотренных нами случаях оно так и есть. Но иногда встречаются такие вещества, которым приходится приписывать не простейшую формулу,

а более сложную: удвоенную, утроенную и т. д. Примером может служить перекись водорода, в которой отношение между водородом и кислородом 1 : 16, и простейшая формула которой была бы HO. Но ввиду того, что перекись водорода разлагается на кислород и воду, ей можно приписать формулу не HO, а H_2O_2:

$$H_2O_2 = H_2O + O.$$

Есть и другие соображения, по которым молекула перекиси водорода должна состоять из двух атомов водорода и двух атомов кислорода. Подобные же соображения заставляют формулу уксусной кислоты писать $H_4C_2O_2$, а не H_2CO, ацетилена (стр. 49) C_2H_2, а не CH; наконец, есть основания считать, что одни простые вещества, т. е. элементы в свободном состоянии, могут состоять из отдельных атомов, или, как часто говорят, из одноатомных молекул, другие же существуют в виде молекул, состоящих из двух или нескольких однородных атомов. В некоторых случаях удается даже установить состав этих молекул. Так, например, молекулы водорода, кислорода, азота, хлора состоят из двух атомов. Мы можем их изобразить так: H_2, O_2, N_2, Cl_2. Молекула озона состоит из трех атомов — O_3.

Не следует, однако, думать, что молекула любого простого вещества состоит из двух или нескольких атомов. Это относится только к данным газам и к небольшому числу других простых веществ, на которых мы здесь не останавливаемся.

Формулы, изображающие *состав молекул* сложных и простых веществ, называются **молекулярными формулами.** В большинстве случаев для веществ, с которыми нам придется встречаться в дальнейшем, молекулярной формулой и будет простейшая формула, найденная на основании весового состава, но о формулах вроде H_2O_2, C_2H_2 и т. п. необходимо было упомянуть, чтобы у читателя не составилось неправильного представления, будто формула всякого вещества *должна быть* простейшей. Однако вопрос о том, как найдены молекулярные формулы, — вопрос слишком сложный, и его здесь рассмотреть нельзя. О приемах нахождения молекулярных формул говорится в курсе органической химии.

По молекулярной формуле легко рассчитать *молекулярный вес* данного вещества. Для этого нужно сложить атомные веса всех отдельных атомов, составляющих молекулу. Так, например, молекула серной кислоты H_2SO_4 состоит из двух атомов водорода, вес которых $1 \times 2 = 2$, одного атома серы — 32 и четырех атомов кислорода — $16 \times 4 = 64$.

Следовательно, молекулярный вес серной кислоты $= 2 + 32 + 64 = 98$.

Атомный вес, как уже было сказано, есть число, показывающее, во сколько раз атом данного элемента тяжелее одного атома водорода (стр. 58). **Молекулярный вес** *есть число, показывающее, во сколько раз молекула данного вещества тяжелее одного атома водорода*.

8. Химические равенства. При помощи химических формул можно выражать не только состав сложных веществ, но и химические реакции, подобно тому как мы изображали их словами. Разница здесь будет только в том, что **химические равенства** с формулами изображают не только качественные, но и количественные соотношения реагирующих веществ.

Равенство реакции соединения серы (S = 32) с железом (Fe = 56)

$$Fe + S = FeS$$

показывает, что при соединении 56 вес. ч. железа с 32 вес. ч. серы образуется 56 + 32 = 88 вес. ч. сернистого железа.

Так как *химическое равенство* изображает весовые количества веществ, то оно *должно выражать и закон сохранения веса веществ.* Число атомов каждого элемента слева и справа от знака равенства должно быть одно и то же.

Возьмем знакомую нам реакцию между водой и кальцием. Знак кальция Ca. При этой реакции образуются так называемая гашеная известь и водород. Анализ гашеной извести показывает, что она состоит из кальция, кислорода и водорода, и формула ее CaO_2H_2. Реакцию между кальцием и водой мы должны, значит, написать так: с левой стороны — кальций и вода, с правой стороны — гашеная известь и водород (молекула водорода H_2):

$$Ca + H_2O — CaO_2H_2 + H_2.$$

Но в таком виде наша схема противоречит закону сохранения веса веществ (почему вместо знака равенства поставлено пока тире). Слева в молекуле воды у нас 2 атома водорода, а справа — 4 атома водорода: 2 атома в молекуле извести и еще 2 атома в молекуле свободного водорода. Кислорода в молекуле воды 1 атом, а в молекуле извести 2 атома. Как же написать это равенство так, чтобы оно не противоречило закону сохранения веса веществ? Мы, конечно, не можем вместо формулы воды H_2O написать H_4O_2. Это, ведь, будет уже не вода, а какое-то другое вещество. Ясно, что так поступить нельзя. Очевидно, реакция идет так, что в ней участвует не 1 молекула воды H_2O, а 2 молекулы. Это мы обозначаем так: ставим перед формулой большую цифру два: $2\,H_2O$. Тогда в 2 молекулах воды и будут нужные 2 атома кислорода и 4 атома водорода.

$$Ca + 2H_2O = CaO_2H_2 + H_2.$$

Написав таким образом, мы получили равенство, в котором число атомов каждого элемента в левой части равно числу атомов тех же элементов в правой части равенства:

Ca — слева 1 атом и справа 1 атом.

H — слева в двух молекулах воды 4 атома и справа в молекуле извести 2 атома и в свободном виде 2 атома, всего 4 атома.

O — слева в двух молекулах воды 2 атома и справа в молекуле извести 2 атома.

Итак, значит, равенство реакции теперь написано верно.

Следует еще отметить, что формулу гашеной извести пишут обыкновенно не CaO_2H_2, а $Ca(OH)_2$ и произносят: кальций-о-ха(аш)-дважды. Словом „дважды“ („трижды“ и т. д.) оттеняется, что 2 (3 и т. д.) относится ко всем атомам, стоящим в скобках. Если бы сказать „кальций-о-ха(аш)-два“, то это означало бы несуществующее вещество $CaOH_2$.

Рассмотрим еще один пример составления химического равенства. При реакции между парами воды и железом получаются железная окалина

и водород (стр. 21). Анализ железной окалины показывает, что ее состав — Fe_3O_4. Схему реакции мы, следовательно, должны написать сначала так:

$$H_2O + Fe — Fe_3O_4 + H_2.$$

Эта схема не отвечает закону сохранения веса веществ. Числа атомов водорода, кислорода и железа в левой и правой частях схемы не равны. Находим формулу, где число различных атомов наибольшее: Fe_3O_4, и по ней начинаем „уравнивать". Железа справа 3 атома, слева — 1. Ставим перед железом слева 3:

$$H_2O + 3Fe — Fe_3O_4 + H_2.$$

Затем уравниваем кислород. Справа кислорода 4 атома. Следовательно, в реакции участвуют четыре молекулы воды: $4H_2O$. В четырех молекулах воды имеются 4 нужных нам атома кислорода и, кроме того, еще 8 атомов водорода. Столько же атомов водорода должно быть и в правой части равенства, которое принимает, следовательно, такой вид:

$$4H_2O + 3Fe = Fe_3O_4 + 4H_2.$$

Подобное „уравнивание" необходимо, если оказывается, что правая сторона схемы не соответствует левой; но правильно уравнять можно только в том случае, если мы точно знаем, какие вещества получаются при реакции, и если мы их формулы написали верно — в соответствии с их составом.

Если формулы всех веществ написаны правильно, то может итти речь лишь *о числе молекул* веществ, вступающих в реакцию, и веществ получающихся. Несомненно, число молекул каждого вещества *должно* быть таково, чтобы равенство не противоречило закону сохранения веса веществ.

Вместо слова „уравнять" говорят часто — „расставить коэфициенты".

Примечание. Химические равенства иногда называют „химические уравнения". Вместо знака равенства в некоторых книгах ставится →, например:

$$4H_2O + 3Fe \rightarrow Fe_3O_4 + 4H_2.$$

В заключение припомним все химические реакции, которые были нами проделаны или рассмотрены, но не были изображены при помощи химических равенств. Эти реакции изображены ниже в виде *схем* без коэфициентов, почему вместо знаков равенства поставлены черточки. Эти схемы следует переписать в тетрадь в виде равенств и расставить коэфициенты.

Образование окиси меди:

$$Cu + O_2 — CuO.$$

Образование окиси олова

$$Sn + O_2 — SnO_2.$$

Помутнение известковой воды (раствора гашеной извести) при действии углекислого газа (стр. 6):

$$\underset{\text{гашеная известь}}{CaO_2H_2} + \underset{\text{углекислый газ}}{CO_2} — \underset{\text{углекальциевая соль}}{CaCO_3} + H_2O.$$

Разложение углемедной соли (стр. 8):

$$\underset{\text{углемедная соль}}{Cu_2CH_2O_5} - \underset{\text{окись меди}}{CuO} + H_2O + CO_2.$$

Разложение окиси ртути (стр. 8):

$$HgO - Hg + O_2.$$

Разложение (обжигание) известняка (стр. 8):

$$\underset{\text{известняк}}{CaCO_3} - \underset{\text{известь}}{CaO} + CO_2.$$

Гашение извести (стр. 10):

$$CaO + H_2O - CaO_2H_2.$$

Разложение воды (стр. 19):

$$H_2O - H_2 + O_2.$$

Получение кислорода разложением бертолетовой соли (стр. 22):

$$\underset{\text{бертолетова соль}}{KClO_3} - \underset{\text{хлористый калий}}{KCl} + O_2.$$

Катализатор — двуокись марганца MnO_2, — который мы прибавляем к бертолетовой соли, остается неизмененным и потому в равенство реакции не входит.

Образование окислов при сжигании различных простых веществ в кислороде (стр. 23—24):

$$\underset{\text{уголь (углерод)}}{C} + O_2 - \underset{\text{углекислый газ}}{CO_2}$$

$$\underset{\text{сера}}{S} + O_2 - \underset{\text{сернистый газ}}{SO_2}$$

$$\underset{\text{железо}}{Fe} + O_2 - \underset{\text{магнитная окись железа}}{Fe_3O_4}$$

$$\underset{\text{фосфор}}{P} + O_2 - \underset{\text{пятиокись фосфора}}{P_2O_5}.$$

Получение водорода (стр. 26—27):

$$\underset{\text{серная кислота}}{H_2SO_4} + Zn - \underset{\text{цинковый купорос}}{ZnSO_4} + H_2.$$

Горение водорода (стр. 29):

$$H_2 + O_2 - H_2O.$$

Восстановление окиси меди водородом (стр. 38):

$$CuO + H_2 - Cu + H_2O.$$

Получение перекиси водорода (стр. 47):

$$BaO_2 + H_2SO_4 - BaSO_4 + H_2O_2.$$

BaO_2	H_2SO_4	$BaSO_4$	H_2O_2
перекись бария	серная кислота	сернобариевая соль	перекись водорода

Образование озона из кислорода (стр. 55—56):

$$O_2 - O_3.$$

9. Расчеты по формулам и равенствам. Зная формулу какого-либо вещества и припоминая или находя в таблице атомные веса элементов, мы можем решать целый ряд вопросов. Так, например, зная формулу углекислого газа CO_2, мы легко можем рассчитать, сколько в нем процентов углерода, т. е. сколько весовых частей углерода в 100 вес. ч. углекислого газа.

Припоминаем, что атомный вес углерода равен 12, атомный вес кислорода равен 16. В молекуле 1 атом углерода — 12 вес. ч. и 2 атома кислорода — $16 \times 2 = 32$ вес. ч. Следовательно, **молекулярный вес** углекислого газа равен $12 + 32 = 44$.

Теперь мы легко можем рассчитать, сколько весовых частей углерода находится в 100 вес. ч. углекислого газа. Рассуждаем так: в 44 вес. ч. содержится 12 вес. ч. углерода, в 1 вес. ч. $\frac{12}{44}$, а в 100 вес. ч. $\frac{12 \times 100}{44} = 27{,}27\%$.

Для решения этой задачи можно воспользоваться также правилом пропорций:

$$x : 12 = 100 : 44, \text{ откуда } x = \frac{12 \times 100}{44} = 27{,}27\%.$$

Таким образом мы нашли, что в углекислом газе $27{,}27\%$ углерода.

Таким же образом можно решать и целый ряд других вопросов. Например: имеется 20 *т* минерала — „оловянного камня" — состава SnO_2. Сколько тонн олова можно из него выплавить?

Атомный вес олова 119. Молекулярный вес SnO_2 будет равен $119 + 16 \times 2 = 119 + 32 = 151$.

Составляем пропорцию:

$$x : 119 = 20 : 151, \text{ откуда } x = \frac{119 \times 20}{151} = 15{,}8 \ т.$$

Задачи (вычисляйте в десятичных дробях, решайте с точностью до одного десятичного знака).

1. Сколько свинца можно получить из 478 *т* свинцового блеска, который имеет состав PbS?
2. Сколько килограммов цинковой обманки ZnS необходимо взять для получения 25 *кг* цинка?
3. Решите, которая из руд богаче железом — бурый железняк $Fe_4O_9H_6$ или магнитный железняк Fe_3O_4?
4. Сколько вагонов потребуется для подвозки к доменной печи железной руды Fe_2O_3 (красный железняк), нужной для выплавки 200 *т* железа, если вагон вмещает 15 *т* руды?

Подобные же задачи можно решать и на основании равенств реакций. Например, сколько граммов воды должно получиться при восстановлении водородом 32,8 *г* окиси меди CuO? Пишем равенство реакции:

$$CuO + H_2 = Cu + H_2O.$$

Из данного равенства мы видим, что одна молекула окиси меди, т. е. $64+16=80$ вес. ч., дает при реакции одну молекулу воды, т. е. $2+16=18$ вес. ч.

Составляем пропорцию: 18 во столько раз больше x, во сколько раз 80 больше 32,8, или

$$18 : x = 80 : 32,8,$$

откуда

$$x = \frac{18 \times 32,8}{80} = 7,38 \text{ г.}$$

Удобно располагать вычисления таким образом:

$$\begin{array}{cc} CuO + H_2 = & Cu + H_2O \\ 64+16 & 2+16 \\ 80 & 18 \\ 32,8 & x \end{array}$$

Читаем: 80 *г* окиси меди дают 18 *г* воды, 32,8 *г* дают x. Отсюда пропорция: $80 : 32,8 = 18 : x$.

Если бы вопрос касался количества меди, то вычисления пришлось бы расположить так:

$$\begin{array}{cc} CuO + H_2 = & Cu + H_2O \\ 64+16 & \\ 80 & 64 \\ 32,8 & x \end{array}$$

$$80 : 32,8 = 64 : x$$

Если бы вопрос был поставлен — сколько граммов окиси меди надо взять, чтобы получить при реакции 7,38 *г* воды, — то эта задача решалась бы так:

$$\begin{array}{cc} CuO + H_2 = & Cu + H_2O \\ 64+16 & 2+16 \\ 80 & 18 \\ x & 7,38 \end{array}$$

$$80 : x = 18 : 7,38$$

Вместо того чтобы составлять пропорцию, можно было бы рассуждать так:

80 *г* окиси меди дают 18 *г* воды. Чтобы получить 1 *г* воды, нужно взять не 80 *г* окиси меди, а в 18 раз меньше, т. е. $\frac{80}{18}$, а чтобы получить не 1 *г*, а 7,38 *г* воды, — в 7,38 раза больше:

$$\frac{80 \times 7,38}{18} \text{ г.}$$

Произведя действия, мы найдем искомый результат.

При различных химических опытах и расчетах очень часто вместо того, чтобы рассчитывать количества веществ в произвольных весовых частях, пользуются понятиями граммолекулярный вес и грамматомный вес, или, для краткости, **граммолекула и грамматом.** Эти термины означают количества веществ в граммах, соответствующие молекулярному весу вещества или атомному весу

элемента. Граммолекула серной кислоты H_2SO_4 будет $2+32+64=98$ *г* серной кислоты, грамматом цинка — 65 *г* цинка.

Если нужно проделать какую-нибудь реакцию на практике, то проще всего отвесить вещества в граммах. Беря граммолекулу серной кислоты и грамматом цинка, мы знаем, что при реакции:

$$H_2SO_4 + Zn = ZnSO_4 + H_2$$

у нас не останется ни цинка, ни серной кислоты и получается только серноцинковая соль и водород.

Иногда граммолекулярный вес называют сокращенно — *молярный вес* или, еще короче, *моль*.

Вместо целых граммолекул при работах можно брать доли граммолекул, например $\frac{1}{2}$ граммолекулы, 0,1 граммолекулы и т. п.

Задачи.

1. Сколько килограммов железа нужно взять, чтобы получить 20 *кг* сернистого железа? Равенство реакции на стр. 63.

2. Сколько воды получится при сжигании водорода, выделенного из серной кислоты 50 *г* цинка? Равенства реакций:

$$H_2SO_4 + Zn = ZnSO_4 + H_2; \quad H_2 + O = H_2O.$$

3. Сколько граммов окиси меди получится при прокаливании 200 *г* углемедной соли? Равенство реакции:

$$\underset{\text{углемедная соль}}{Cu_2CH_2O_5} = \underset{\text{окись меди}}{2CuO} + \underset{\text{вода}}{H_2O} + \underset{\text{углекислый газ}}{CO_2}.$$

4. Сколько углемедной соли нужно разложить, чтобы выделилось 10 *г* воды?

5. При разложении углемедной соли выделилось в сумме 25 *г* воды и углекислого газа. Сколько было взято углемедной соли?

6. При реакции между кальцием и водой получилось 10 *г* водорода. Сколько было взято кальция? Равенство реакции на стр. 63.

7. Сколько цинка и сколько серной кислоты нужно взять для того, чтобы наполнить водородом воздушный шар вместимостью 100 $м^3$, если 1 $м^3$ водорода весит 0,09 *кг*?

8. При реакции между перекисью бария BaO_2 и серной кислотой H_2SO_4 получается перекись водорода (стр. 66) по реакции:

$$\underset{\text{перекись бария}}{BaO_2} + \underset{\text{серная кислота}}{H_2SO_4} = \underset{\text{сернобариевая соль}}{BaSO_4} + \underset{\text{перекись водорода}}{H_2O_2}.$$

Сколько граммов перекиси бария нужно взять для получения 340 *г* перекиси водорода?

9. Сколько граммов бертолетовой соли (стр. 65) нужно взять для получения 134,4 *л* кислорода при нормальных условиях? Равенство реакции:

$$2KClO_3 = 2KCl + 3O_2.$$

Один литр кислорода весит при нормальных условиях 1,43 *г*.

10. Химический язык. Химические формулы и равенства являются необыкновенно кратким, ясным и наглядным способом изображения качественного и количественного состава веществ и происходящих с ними явлений.

Благодаря наглядности формул и равенств они легко запоминаются, тогда как запоминание процентного состава веществ было бы немыслимо.

Берцелиус взял за основу для химических знаков, или „символов“, латинские и греческие названия элементов. Эти символы приняли химики всех стран и народов. Таким образом химические формулы и равенства —

это особый интернациональный *химический язык*, одинаково понятный любому химику, к какой бы национальности он ни принадлежал.

ВОПРОСЫ ДЛЯ ПОВТОРЕНИЯ.

1. Расставьте коэфициенты в нижеследующих равенствах, переписав их в свои тетради.

а) Образование воды при реакции между двуокисью свинца с водородом:

$$PbO_2 + H_2 - Pb + H_2O.$$

б) Реакция между цинком и соляной кислотой:

$$HCl + Zn - ZnCl_2 + H_2.$$

в) Реакция между алюминием и водой:

$$Al + H_2O - Al_2O_3 + H_2.$$

г) Реакция между углемедной солью и соляной кислотой:

$$\underset{\text{углемедная соль}}{Cu_2CH_2O_5} + \underset{\text{соляная кислота}}{HCl} - \underset{\text{хлорная медь}}{CuCl_2} + \underset{\text{вода}}{H_2O} + \underset{\text{углекислый газ}}{CO_2}.$$

2. Чем отличаются простое и сложное вещества по составу их молекул?
3. Перечислите свойства озона.
4. Каков состав молекул кислорода и озона?
5. Какая разница между понятиями „вес атома“ и „атомный вес“?
6. Почему Дальтон при определении атомных весов принял вес атома водорода за единицу?
7. Какие законы объясняет атомно-молекулярная теория?
8. Что такое молекулярная формула?
9. Напишите молекулярную формулу хлора.
10. Найдите формулу вещества, содержащего 82,25% азота и 17,75% водорода.
11. На одном заводе сжигается в год 190 000 *т* каменного угля. Сколько тонн углекислого газа выпускается ежедневно из труб завода, если в году было 310 рабочих дней и, в среднем, в угле содержится 70% углерода C, который при сгорании дает углекислый газ? Равенство реакции:

$$C + O_2 = CO_2.$$

IX. ОКИСЛЕНИЕ. ВОССТАНОВЛЕНИЕ.

1. Горение в кислороде и в воздухе. Горение в кислороде отличается от горения в воздухе только тем, что в чистом кислороде процесс идет гораздо энергичнее и быстрее, чем в воздухе. В воздухе кислород, как уже было сказано, разбавлен значительным количеством азота ($^4/_5$ по объему), который в реакции горения участия не принимает и только замедляет процесс. При горении и в чистом кислороде и в воздухе получаются те же самые продукты — соединения элементов с кислородом. Общее название всех соединений элементов с кислородом — **окислы**. Процесс соединения с кислородом носит название **окисление**.

Говоря, что вещество горит в кислороде, что кислород „поддерживает горение“, мы не должны забывать, что горение есть столько же соединение данного вещества с кислородом, сколько и соединение кислорода с этим веществом. Они соединяются *взаимно*. Легко показать, например, что кислород может гореть в водороде так же, как и водород в кислороде. Горение водорода в кислороде мы уже наблюдали (стр. 30, рис. 40).

Опыт с горением кислорода в водороде можно проделать так: цилиндр, держа его вниз отверстием, наполняют водородом, затем водород зажи-

гают (рис. 60, *а*) и сейчас же вводят в цилиндр трубку, из которой выходит струя кислорода. В тот момент, когда конец трубки проходит через пламя водорода, горящего у отверстия цилиндра в воздухе, у конца трубки появляется пламя (рис. 60, *б*). Это *пламя кислорода, горящего в водороде.* Стенки цилиндра отпотевают, так как при горении образуется вода:

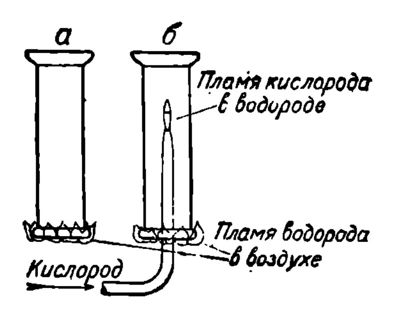


Рис. 60. Горение кислорода в водороде.

$$2H_2 + O_2 = 2H_2O.$$

При горении *сложных веществ*, как и при горении простых веществ, образуются *окислы*. Это окислы элементов, входящих в состав сложного вещества. Так, например, при горении стеариновой свечи образуются два окисла элементов, входящих в состав стеарина, — окисел водорода (вода) и окисел углерода (углекислый газ).

Задача. Напишите равенство реакции, происходящей при горении стеарина, формула которого $C_{18}H_{36}O_2$.

Известно, что одни вещества загораются легче, другие — труднее.

■ ***Опыт.*** Укрепите в конце расщепленной лучинки кусочек целлулоида, из которого делаются гребенки и разные другие предметы. Внесите одновременно в пламя лампочки целлулоид и такой же примерно толщины кусочек картона или лучинку и сейчас же выньте. Целлулоид сразу же вспыхивает, а картон или лучинка не успевают загореться.

Проделайте тот же опыт, взяв кусочек картона и ленту магния. Чтобы загорелся магний, его приходится нагревать гораздо дольше, чем картон ■.

Фосфор можно зажечь пробиркой с горячей водой.

Для всякого горючего вещества можно определить приблизительную температуру, при которой оно загорается. Это будет его **температура воспламенения.** Температура воспламенения фосфора около 50°, серы и дерева — около 270°, угля — около 350°, водорода — около 600°, магния — около 800°, железа — еще выше.

Раз загоревшееся вещество продолжает гореть, так как выделяющееся при горении тепло нагревает ближайшие к пламени участки вещества до температуры воспламенения. Мы должны нагревать вещество лишь для начала реакции.

Горение можно прекратить, или прекратив доступ воздуха, или охладив горящее вещество ниже температуры воспламенения.

Когда мы заливаем огонь водой, мы не только охлаждаем горящее вещество, но и прекращаем доступ к нему воздуха.

Что горящее вещество можно погасить только понижением его температуры, легко показать на следующем опыте. В железный тигель наливают немного *скипидара* и пробуют зажечь его горящей лучинкой. Скипидар не загорается. Тогда тигель слегка нагревают и опять подносят горящую лучинку. Скипидар загорается.

По мере разогревания тигля горение идет все сильнее. Если теперь тигель охладить, погружая его в холодную воду, — горение скипидара слабеет и, наконец, совсем прекращается.

Вещества, легко загорающиеся, называют *огнеопасными.*

От огня легко загораются горючие вещества, газообразные или легко испаряющиеся, даже и с высокой температурой воспламенения. Это потому, что газ быстрее нагревается до температуры воспламенения, чем жидкость или твердое вещество. Поэтому к огнеопасным веществам относятся не только горючие вещества, имеющие низкую температуру воспламенения, но и вещества, легко испаряющиеся, как спирт, бензин, эфир.



Рис. 61. Тушение загоревшегося на человеке платья.

От бензина очень часто бывают несчастные случаи. Люди, не знающие, насколько летуч и огнеопасен бензин, часто чистят что-нибудь бензином или переливают бензин при огне. Если даже огонь и далеко, быстро распространяющиеся пары бензина доходят до огня и загораются. Пары бензина легко могут воспламеняться не только от свечи или лампы, но и от топящейся печи, от зажженной на другом конце комнаты спички. Получается громадное пламя, которое охватывает работающего. На нем загорается платье.

Самый верный способ потушить платье, загоревшееся на человеке, это — накинуть на него одеяло, шубу, ковер, занавес и т. п. и плотно завернуть его, чтобы прекратить доступ воздуха к горящему платью (рис. 61).

Очень опасно, если человек, на котором горит платье, начинает бегать по комнате, вследствие чего свежий воздух только усиливает горение.

Бензин и керосин не следует заливать водой. Они легче воды, на ней всплывают и продолжают гореть.



Рис. 62. Добывание огня трением.

Это легко наблюдать, если немного бензина налить в жестянку, зажечь и дать разгореться. Вливание в жестянку воды не гасит пламени, но пламя сейчас же гаснет, если жестянку накрыть тряпкой. Этим способом лучше всего гасить бензин или керосин, загоревшийся в бидоне или в бутылке. Пожарные сбивают пламя бензина и керосина сильной струей воды или водяного пара, в химических лабораториях и на производстве легкие горючие жидкости в случае, если они загорятся, гасят, засыпая из ведра песком или при помощи огнегасителей, в домашнем же обиходе лучше всего набросить на пламя одеяло и т. п.

2. Значение реакции горения. Человек начал пользоваться огнем с незапамятных, доисторических времен. В первый раз человек столкнулся с огнем, вероятно, случайно. Огонь мог возникнуть от зажженного молнией сухого дерева. Сначала человек был, несомненно, поражен огнем и видел в нем только божественную силу, а затем научился пользоваться огнем и поддерживать его, подбрасывая в костер сухие сучья. С течением времени человек научился и добывать огонь. Это было большим завоеванием в жизни первобытного человека. Трением одного куска сухого дерева о другой он добывал огонь (рис. 62) для зажигания костра, у которого человек грелся, готовил пищу и отпугивал своих врагов — хищных зверей.

Следующим достижением человека было добывание огня при помощи кремня и куска колчедана.

При ударе твердым кремнем о кусок серного колчедана FeS_2, благодаря развивающемуся при ударе теплу, отскакивающие от колчедана мелкие частички загораются, образуя искры, которыми можно зажечь сухую траву и т. п. легко воспламеняющийся материал.

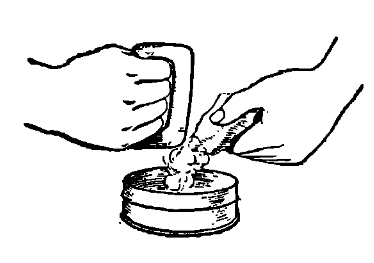


Рис. 63. Высекание огня при помощи кремня и огнива. От огнива отскакивают мельчайшие частички железа, накаливающиеся от удара и дающие искры. В коробке находится трут, который загорается от искр.

Серный колчедан иначе называется — *пирит*. Это название, происходящее от греческого слова „пир" — огонь, указывает на доисторическое применение колчедана, которое, очевидно, было известно и древним грекам.

В дальнейшем пирит был заменен куском железа (огниво, рис. 63). Этот способ добывания огня был во всеобщем употреблении еще каких-нибудь 150 лет назад. Тогда еще не было ни спичек, ни газа, ни керосиновых ламп, ни даже стеариновых свечей. Были только сальные свечи.

В течение многих тысячелетий огонь и топливо использовались лишь для домашнего обихода, и только за последнее столетие топливо постепенно приобрело более широкое значение.

Топливо в настоящее время нам необходимо не только для согревания жилищ и для приготовления пищи, как в былые времена. Оно имеет громадное значение для промышленности как источник двигательной силы для фабрик и заводов, для паровозов, пароходов, теплоходов, автомобилей, аэропланов, для двигателей сельскохозяйственных машин, для тракторов, для добывания электрической энергии, для добывания светильного газа, кокса и каменноугольной смолы, для выплавки металлов из руд.

В чисто химических производствах топливо нужно для целого ряда операций: для нагревания, выпаривания, перегонки, высушивания, прокаливания и т. д.

Если топливо необходимо каждой стране, то для нашей страны — страны социализма, оно имеет особо важное значение. Нам нужны громадные количества материалов, колоссальные количества энер-

гии. Эту энергию дают нам частично гидростанции, но главным образом сжигание топлива.

Главнейшие виды топлива, необходимые для производства, — каменный уголь, торф, нефть.

Каменный уголь является важнейшей энергетической базой нашей промышленности. Запасы его в СССР громадны.

Но каменный уголь в нашу эпоху вновь не образуется, и эти запасы не пополняются. Поэтому, где возможно, каменный уголь заменяется *торфом*, который образуется в болотистых местностях.

Топливо для двигателей внутреннего сгорания тракторов, автомобилей, аэропланов дает *нефть*. Запасы нефти в СССР по сравнению с другими странами велики, но все же они во много сотен раз меньше запасов каменного угля и постепенно истощаются. Поэтому принимаются все меры к тому, чтобы это драгоценное топливо не тратилось там, где оно может быть заменено углем и торфом.

Дрова как топливо для производства имеют наименьшее значение.

Топливо как источник двигательной силы может быть заменено *силой падающей воды* („белый уголь") и *силой ветра*, но подсчеты показывают, что эти источники энергии, даже при полном их использовании, могли бы лишь в *небольшой части* заменить потребляемое топливо. Главное количество энергии мы получаем от топлива, и вопрос о топливе и его рациональном использовании является основным вопросом социалистического хозяйства.

3. Сухая перегонка дерева и каменного угля. Многие сложные вещества, содержащие в своем составе углерод и водород — так называемые *органические вещества* — разлагаются при более или менее сильном нагревании без доступа воздуха на более простые вещества — газообразные, жидкие и твердые.

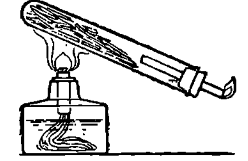


Рис. 64. Сухая перегонка дерева.

■ ***Опыт.*** Заполните пробирку на две трети лучинками сухого дерева. Вставьте пробку с трубкой, выдающейся внутрь пробирки, как на рис. 64. Укрепите пробирку на штативе в наклонном положении, как на рисунке, и нагревайте на лампочке, начиная с конца пробирки. Выделяющийся из пробирки газ подожгите. Нагревайте, пока выделение газа не прекратится. Осторожно приоткрыв пробку, перелейте собравшуюся у пробки жидкость в другую пробирку. Высыпьте из первой пробирки полученный уголь. Обратите внимание на его плотность и звонкость при бросании на твердую поверхность — свойства хорошо обожженного угля. Исследуйте образовавшуюся при нагревании дерева жидкость. В водянистой жидкости можно заметить бурые смолистые капли *дегтя*, имеющего характерный запах.

Испытайте водянистую часть лакмусной бумажкой. По изменению цвета бумажки вы убедитесь, что это не чистая вода, а раствор, содержащий кислоту. Лакмус от кислоты краснеет. ■

Исследование состава водянистого слоя, получающегося при нагревании дерева без доступа воздуха, показывает, что этот слой содержит *уксусную кислоту*, небольшое количество так называемого *древесного спирта* и целый ряд других веществ. Деготь также представляет смесь различных органических веществ.

Разложение органических веществ нагреванием без доступа воздуха носит название — **сухая перегонка.**

Продукты сухой перегонки дерева имеют большую ценность. В прежнее время для получения древесного угля, применяемого в металлопромышленности и в домашнем быту, дерево обжигали в кучах-кострах, прикрытых сверху землей для уменьшения доступа воздуха, и теряли жидкие и газообразные продукты.

В настоящее же время сухая перегонка дерева и переработка получаемых продуктов представляют целую отрасль лесохимической промышленности и имеют громадное значение в хозяйстве богатых лесом частей нашего Союза.

Еще большее значение для химической промышленности имеет сухая перегонка другого вида топлива — каменного угля.

Сухую перегонку каменного угля можно также провести в пробирке, но опыт требует значительно более сильного нагревания. Здесь также выделяются горючие газы — *светильный газ*, также получаются *жидкие продукты*, и остается плотный уголь, который носит название — *кокс*. Кокс, как и уголь, состоит из углерода с примесью веществ, дающих золу, которая остается после сжигания кокса.

Сухая перегонка каменного угля производится в громадном масштабе на заводах для производства светильного газа и кокса.

Светильный газ применяется отчасти для *освещения*, но главным образом для *нагревания*.

Для выплавки металлов из руд требуются *громадные количества кокса*. Поэтому существуют заводы, занятые исключительно заготовкой кокса. На этих заводах газ идет на обогревание печей, в которых происходит сухая перегонка, так что не требуется постороннего топлива. Жидкие продукты собирают и отправляют для переработки на химические заводы.

Жидкие продукты состоят из водянистой части и черной смолы. Но лакмусная бумажка от этой жидкости не краснеет, а синеет. Значит, продукты здесь иные, чем при сухой перегонке дерева. Вонючая „каменноугольная смола" представляет сложную смесь большого числа органических веществ. При перегонке этой смолы получается целый ряд ценных продуктов, как бензол, нафталин, карболовая кислота и др. Из этих продуктов путем сложных реакций получается громадное разнообразие ценнейших веществ: всевозможных оттенков красящие вещества, лекарственные вещества, взрывчатые и отравляющие вещества.

Получающаяся при сухой перегонке каменного угля водянистая жидкость содержит *аммиак* NH_3, который служит источником для производства искусственных азотных *удобрений*.

4. Пламя. Горение может происходить с пламенем и без пламени. Без пламени горят такие вещества, которые во время горения не превращаются в газы, как уголь, который только накаливается и тлеет, и, как железо, которое, сгорая в кислороде, дает только искры — отскакивающие частички накаленной окиси железа. Если же вещество горит с пламенем, то это значит, что данное вещество или газообразно, как водород, светильный газ, окись углерода, или же превращается при горении в газы.

Если рассмотреть пламя спиртовой лампы, то мы заметим в нем нижнюю — синеватую часть, верхнюю — желтоватую и внутри — более темную часть *А* (рис. 65). Над нею виден более светлый язык *Б*. Если внимательно присмотреться, то можно заметить, что все пламя окружено

еще едва заметной оболочкой *В*, которая виднее в верхней части пламени. При рассматривании пламени лучше, если фитиль не слишком сильно выдвинут. Пламя должно быть средних размеров.

Для того чтобы решить, что происходит в различных частях пламени, что это за части, проделаем следующие опыты.

■ ***Опыт 1.*** Внесите в пламя лучинку, держа ее горизонтально над самой светильней (рис. 66). Как только лучинка начнет темнеть, быстро выньте ее, не давая ей загореться. Лучинка обугливается в двух местах — с краев пламени. ■

Опыт показывает, что самая жаркая часть пламени будет слой *Б*.

Что находится во внутренней части *А* пламени спиртовой лампочки? Для решения этого вопроса проделаем следующий опыт.

Рис. 65. Строение пламени спиртовой лампы.

■ ***Опыт 2.*** Возьмите щипцами или пинцетом небольшой кусок стеклянной трубки (около 10 *см* длиной) и, хорошо прогрев ее в пламени лампочки, держите наклонно так, чтобы конец ее приходился примерно в середине нижней части пламени (рис. 67). К верхнему концу поднесите зажженную спичку. У конца трубки появится маленькое пламя. Это горят *пары спирта*, находящиеся *во внутренней части пламени* и выходящие по трубке. Трубка должна быть нагрета, для того чтобы пары в ней не сгущались.

Если нижний конец трубки поднять до части *Б*, — пламя у трубки гаснет. Значит, здесь уже нет паров спирта. ■

Проделанные опыты показывают, что горение происходит лишь в наружной и верхней части пламени, внутри же пламени находятся пары спирта, испаряющегося со светильни. В самой же наружной, едва видимой части пламени *В* находятся лишь накаленные продукты горения.

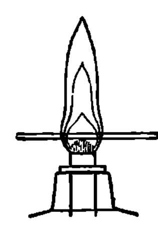


Рис. 66. Нагревание лучинки в пламени спиртовой лампы.

Подобно тому как внутри пламени спиртовой лампочки находятся пары спирта, так же и внутри пламени серы, фосфора, магния находятся пары этих веществ, которые и образуют пламя.

Пламя лучинки имеет такое же строение, как и всякое другое пламя. Если задуть пламя лучинки, то от нее будет некоторое время подниматься дымок с характерным запахом. Но это, конечно, не пары дерева, а знакомые нам продукты сухой перегонки дерева, те же газы и пары, которые получаются при нагревании дерева без доступа воздуха. Эти газы и пары и составляют внутреннюю часть пламени. Точно так же и внутри пламени свечи находятся газы и пары, представляющие продукты сухой перегонки стеарина.

■ ***Опыт 3.*** Проделайте со свечой опыт с выведением газов из внутренней части пламени свечи (рис. 68) при помощи нагретой на спиртовке стеклянной трубки (как в опыте с пламенем спирта). Обратите внимание на резкий запах этих газов, не похожий на запах стеарина. ■

Наблюдая пламя свечи, мы замечаем одно существенное отличие пламени свечи от пламени спиртовой лампочки — это *светимость пламени свечи*. Отчего она зависит?

■ *Опыт 4*. Внесите в верхнюю часть пламени свечи какой-нибудь холодный предмет — стакан, чашку, нож. Вы заметите образование *копоти*, т. е. частичек угля.

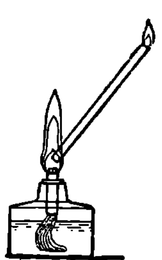


Рис. 67. Выведение паров спирта из пламени спиртовой лампы.

Можно сделать и пламя свечи *несветящим*. Для этого при помощи паяльной трубки (прежде чем брать ее в рот, продезинфицируйте ее: нагрейте конец в пламени спиртовки и остудите) вдувайте в пламя свечи струю воздуха (рис. 69). Пламя получается *почти несветящее*. Внесите в это пламя холодный предмет. Копоть теперь не оседает. ■

Сделанные нами наблюдения заставляют предположить, что образование в пламени частичек угля и есть причина светимости пламени свечи. Это предположение подтверждается тем, что есть вещества, которые не только горят светящим пламенем, но при этом еще коптят, выделяя сажу, как, например, керосин. Здесь частички угля выделяются из пламени, не успев сгореть, в пламени же свечи образующиеся частички угля *сгорают* в наружной части пламени и потому свеча не коптит.

При усиленном притоке воздуха (в лампах) и керосин горит некоптящим пламенем. Усиленный приток воздуха получается благодаря стеклу, в котором образуется „тяга“, как в трубе (рис. 70, приток воздуха показан стрелками).

В „примусе“ тонкая струя паров керосина хорошо перемешивается с воздухом, и пламя тоже не коптит.

Рис. 68. Выведение продуктов сухой перегонки из пламени свечи.

Если припомнить, какие вещества горят ярким *светящим пламенем*, то окажется, что это такие вещества, как магний, фосфор, кальций, которые дают *твердые продукты горения* (MgO, P_2O_5, CaO). Вещества же, дающие газообразные продукты горения, горят на воздухе бледным, мало светящим пламенем, как водород, сера.

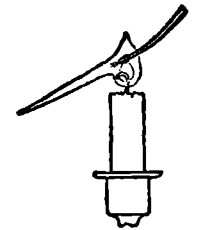


Рис. 69. Вдувание воздуха в пламя свечи.

Зависит это от того, что накаленные твердые вещества светят ярче, чем накаленные газы.

Теперь мы можем уже ясно представить себе причину светимости пламени стеарина и других органических веществ. Это — вещества, богатые углеродом, который при процессе сухой перегонки, происходящей в пламени, выделяется в свободном состоянии в виде сажи. Накаленные частички сажи светят. Сажа может или вся сгорать в наружной части пламени, например, в пламени свечи, либо частично выделяется наружу, как в пламени горящего не в лампе керосина, в

пламени скипидара, масла, отчасти дерева (черный дым) и других веществ. Усиленный приток воздуха может сделать это пламя некоптящим и несветящим. В последнем случае, благодаря перемешиванию продуктов сухой перегонки с кислородом воздуха, углерод не успевает выделиться в свободном виде, происходит сразу же полное сгорание в углекислый газ (водород органического вещества дает при этом пары воды).

Органические вещества, менее богатые углеродом, горят мало светящим и некоптящим пламенем, как спирт (спирт содержит 52% углерода, тогда как стеарин — 76%, скипидар — 88%).

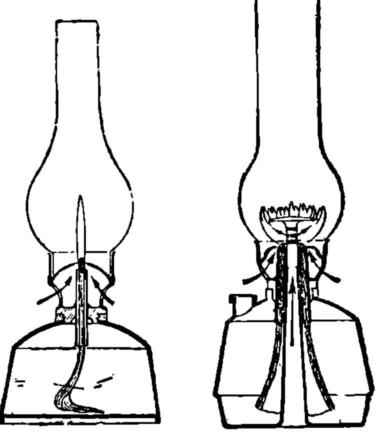


Рис. 70. Керосиновые лампы.

ВОПРОСЫ ДЛЯ ПОВТОРЕНИЯ.

1. Что произойдет, если наполнить сосуд парами серы, которые зажечь у отверстия сосуда, а затем ввести в сосуд трубку, из конца которой выходит струя кислорода?
2. Назовите два вещества с низкой температурой воспламенения.
3. Какие вещества называются огнеопасными?
4. Как следует гасить загоревшийся бензин или керосин?
5. Опишите первобытные способы добывания огня.
6. Что такое „сухая перегонка“?
7. Что такое кокс и для чего он применяется?
8. Как распределяется температура в пламени?
9. Как повысить температуру пламени?
10. От чего зависит светимость пламени органического вещества?
11. Приведите примеры веществ, горящих на воздухе мало светящим пламенем.
12. Почему стеарин, зажженный на ложечке, коптит, а пламя стеариновой свечи не коптит?

5. Окись углерода, генераторный газ. При горении органических веществ без достаточного доступа воздуха, кроме углекислого газа CO_2, образуется еще другой окисел углерода — *окись углерода*, или угарный, газ CO.

Окись углерода получается также при пропускании углекислого газа через сильно накаленный уголь. Углерод отнимает от молекулы углекислого газа атом кислорода, и получаются две молекулы окиси углерода:

$$CO_2 + C = 2CO.$$

Чем сильнее накален уголь, тем больше окиси углерода образуется. При слабом накаливании угля она совсем не образуется.

Получить окись углерода можно так: уголь помещается в железную трубку *А* (рис. 71), и трубка накаливается на жаровне *Б*. Через накаленную трубку пропускается углекислый газ, получаемый (в приборе слева) действием соляной кислоты на мрамор. В трубке углекислый газ реагирует с углем, образуя окись углерода. Избыток углекислого газа

удерживается смесью едкого натра с известью в трубке *B*. Образующаяся окись углерода собирается в пробирку над водой. Опыт можно делать только в *вытяжном шкафу*. Окись углерода — *очень сильный яд*. Ничтожная примесь окиси углерода в воздухе уже вызывает отравление (угар), сопровождающееся головной болью, шумом в ушах. Примесь же $1^0/_0$ по объему уже делает воздух очень ядовитым, и даже непродолжительное вдыхание такого воздуха влечет серьезное отравление — потерю сознания — и, в конце концов, — смерть. При серьезных отравлениях окисью углерода отравившегося человека следует прежде всего вынести на свежий воздух. Если это не помогает, применяют растирание тела, искусственное дыхание, вдыхание кислорода.

Пламя горящей окиси углерода можно видеть при топке печи.

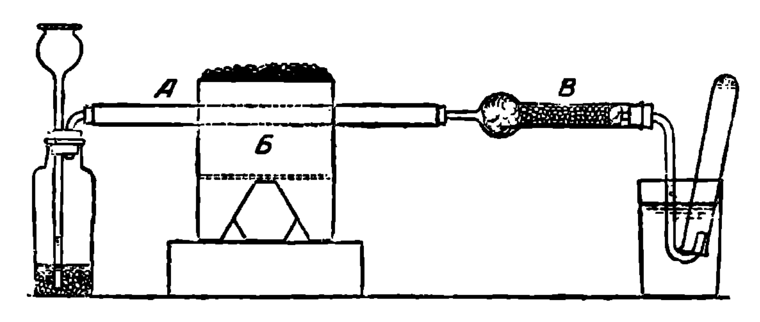


Рис. 71. Получение окиси углерода.

Это — *голубые огоньки*, которые заметны над горящим углем, когда дрова уже сгорели и остается еще много раскаленных углей. Эти же огоньки видны в самоваре, когда в нем еще много раскаленных углей.

При горении окиси углерода получается углекислый газ CO_2:

$$2CO + O_2 = 2CO_2.$$

Сама окись углерода — бесцветный газ, не имеющий запаха, мало растворимый в воде, немного легче воздуха.

Каким же образом получается окись углерода в самоваре? Представим себе самовар в разрезе (рис. 72). Внутренняя труба его наполнена раскаленными углями. Снизу через решетку входит воздух. При горении угля образуется углекислый газ, который в вышележащих слоях накаленного угля вступает с ним в реакцию, образуя окись углерода.

Окись углерода через самоварную трубу уносится в дымоход кухонной плиты и т. п.

Если с самовара снять трубу раньше чем уголь „прогорит", т. е. раньше чем количество его значительно уменьшится, то образующаяся окись углерода будет отчасти сгорать за счет проникающего сверху воздуха (голубые огоньки над углем в самоваре), частью же будет попадать в помещение, и люди могут отравиться — угореть. Если же угля в самоваре останется мало, то количество проникающего через нижнее отверстие воздуха будет достаточно, чтобы образующаяся окись угле-

рода сгорала нацело, да и образовываться ее будет очень мало, так как уголь будет охватываться воздухом и почти нацело сгорать в углекислый газ.

Окись углерода не будет получаться и в том случае, если самовар с большим количеством угля прикрыть крышкой. Благодаря уменьшению притока воздуха температура угля понизится и образование окиси углерода прекратится.

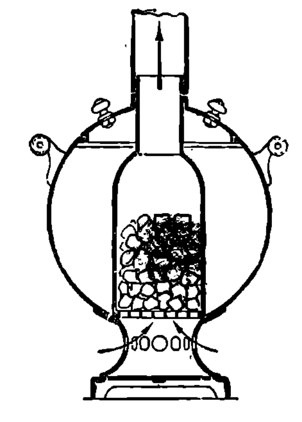


Рис. 72. Разрез самовара.

Рис. 73, 74, 75 показывают, при каких условиях образуется окись углерода в комнатной печи.

На рис. 73 углей в печи много. Труба открыта. Воздух входит во все отверстия в дверце и вокруг нее. При горении угля образуется углекислый газ, который в верхних слоях кучи накаленного угля вступает в реакцию с углем, образуя окись углерода. Выходя на поверхность кучи угля, окись углерода сгорает в притекающем воздухе — голубые огоньки над углем. Углекислый газ вместе с азотом воздуха уносится в трубу.

На рис. 74 труба закрыта раньше времени, пока еще угля много и он сильно накален. Снизу в печь поступает холодный воздух, теплые же продукты горения и азот воздуха, не имея выхода в трубу, выходят наружу через щели над дверкой. Образующаяся, как и в первом случае, окись углерода уже не сгорает, так как нет достаточного притока воздуха, и вместе с углекислым газом и азотом выходит наружу.

На рис. 75 труба закрыта во́-время, когда угля осталось немного. Он рассыпан тонким слоем по поду печи и поэтому не так накален, как в том случае, когда он лежит кучей. Окиси углерода не образуется или образуется мало, и поступающего снизу воздуха достаточно для ее сгорания. Из печи через щели выделяется только неядовитый углекислый газ. Теперь ясно, почему нельзя закрывать печь, пока угля еще много и он сильно накален.

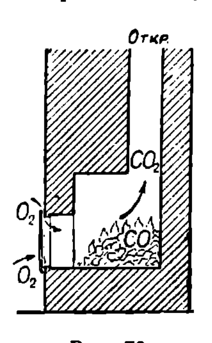


Рис. 73.

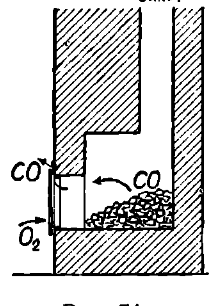


Рис. 74.

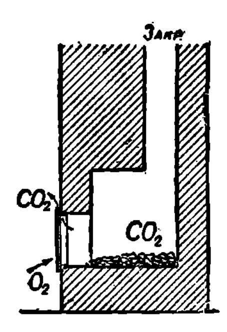


Рис. 75.

Образование окиси углерода и углекислого газа в комнатной печи (разрез).

Поучительно сделать такой опыт: когда угля в печи остается уже немного, собрать его в кучу — над ним сейчас же появятся голубые огоньки горящей окиси углерода. Если затем разровнять тот же уголь равномерным слоем по всему поду печи, уголь сделается более темным и огоньки над углем пропадут. Условий соприкосновения углекислого газа с накаленным слоем угля уже не будет, и образование окиси углерода прекратится.

На этом примере видно, что для ясного понимания такого, казалось бы, простого процесса, как топка печи, и для сознательного управления этим про-

цессом необходимо знакомство со свойствами и условиями образования получающихся при реакции веществ.

Над изучением условий образования окиси углерода работал целый ряд ученых.

Следует остановиться еще на вопросе о том, *может ли „пахнуть угаром“?* Ведь окись углерода сама по себе не имеет запаха. Откуда же составилось такое мнение, что угар пахнет? Дело здесь в том, что наилучшие условия для образования окиси углерода — большое количество угля и его высокая температура. А это бывает тогда, когда дрова почти нацело обуглились и остались лишь одна-две небольшие головешки, дающие дым.

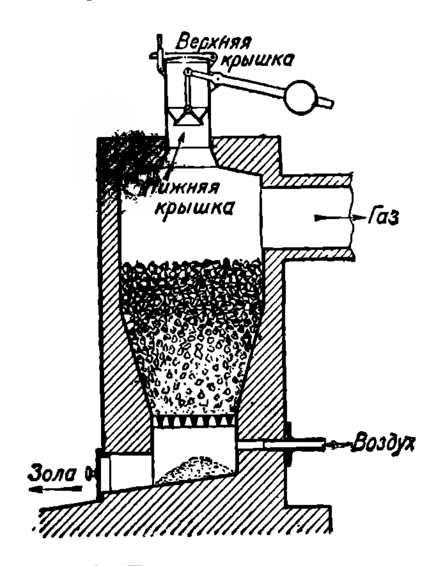


Рис. 76. Простейший газогенератор (разрез).

Мы чувствуем характерный запах дыма. В то же время в воздух попадает и окись углерода. Таким образом, замечая запах дыма, мы одновременно можем и угорать. Дым нас предупреждает о возможности отравиться окисью углерода.

Однако окись углерода может образоваться не в меньшем количестве и тогда, когда имеется только чистый уголь, головешки все сгорели и дымом не пахнет. В таких случаях человек угорает совершенно незаметно и может отравиться насмерть.

Следует еще отметить, что окись углерода образуется при сухой перегонке дерева, а следовательно, и при горении дерева при малом доступе воздуха. Эти условия также могут создаться в рано закрытой печи, в которой осталось много головешек, или в самоваре с непрогоревшим углем.

Окись углерода содержится в *светильном газе.* Поэтому необходимо следить, чтобы газовые краны были всегда хорошо закрыты. Известен целый ряд случаев отравления светильным газом.

Изучение свойств окиси углерода показывает, что при сгорании ее выделяется *большое количество тепла,* что температура пламени ее очень высока — около 1400°. Поэтому при топке печей необходимо так регулировать приток воздуха, чтобы окись углерода не улетала в трубу, так как это будет прямой убыток. Нужно, чтобы вся образующаяся в печи окись углерода тут же сгорала и отдавала свое тепло стенкам печи. За этим особенно важно следить в топках заводских печей, где сжигаются громадные количества топлива и где особенно важно нацело использовать даваемое им тепло.

Знание свойств окиси углерода позволило использовать этот страшно ядовитый газ для технических целей в качестве топлива. В технике окись углерода получается в тех же условиях, как она образуется в самоваре, только в большем масштабе.

На рис. 76 изображена печь для получения окиси углерода или так называемый **газогенератор** (простейший). Если поместить в газогенератор большой слой кокса, разжечь его и вдувать снизу воздух, то кокс разгорается, сгорая в углекислый газ. Когда кокс сильно накалится, то в верхних слоях, где нет избытка воздуха, начинается образование *окиси углерода* (стр. 77).

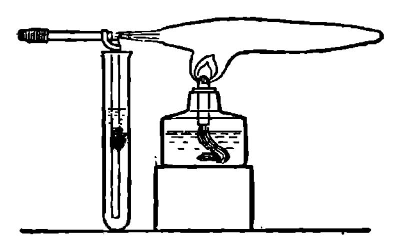


Рис. 77. Опыт, показывающий действие форсунки для нефти.

В результате получается смесь окиси углерода с небольшим количеством углекислого газа и с азотом воздуха. Эта смесь носит название — **генераторный газ.** Этот газ из газогенератора направляется по трубе в печь, где и сжигается. По мере сгорания кокса он добавляется в газогенератор через верхнюю воронку, прикрытую двумя крышками, для того чтобы ядовитая окись углерода не могла проникать в помещение. Сначала открывается верхняя крышка, и в воронку насыпается кокс, затем верхняя крышка закрывается, и опускается вниз нижняя конусообразная крышка. Топливо проваливается в генератор, после чего конус опять поднимается.

Если вместо кокса брать каменный уголь, то к окиси углерода и к азоту примешивается еще некоторое количество горючих продуктов сухой перегонки каменного угля. Устраивают генераторы и для других видов топлива.

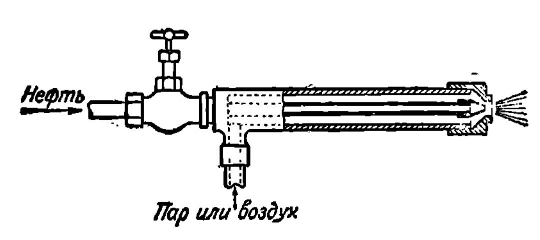


Рис. 78. Форсунка (правая часть в разрезе).

Генераторный газ применяется там, где нужно сильное и *равномерное нагревание*, например, для „варки" стекла, для плавки стали.

Жидкое топливо — нефть и нефтяные остатки (мазут), получающиеся при перегонке нефти, — сжигается при помощи так называемых **форсунок**, действие которых можно сравнить с действием пульверизатора, применяемого в парикмахерских.

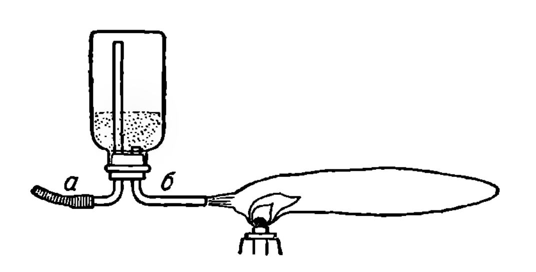


Рис. 79. Опыт, показывающий действие форсунки для распыленного топлива.

Работу форсунки можно показать следующим образом (рис. 77). Пробирку наполняют доверху керосином, опускают в него длинную трубку пульверизатора, к короткой же присоединяют каучуковую трубку. Затем, установив лампу на подставку, начинают сильно вдувать воздух ртом или резиновым баллоном в каучуковую трубку. Получается громадное пламя. Если пульверизатор хорошо действует, то можно отнять лампочку, и пламя не будет гаснуть.

Аналогичным образом действует и заводская форсунка (рис. 78). В нее через одну трубку поступает нефть или мазут, через другую — сжатый воздух

или пар, который и распыляет нефть (есть форсунки и иного устройства, чем на рис. 78).

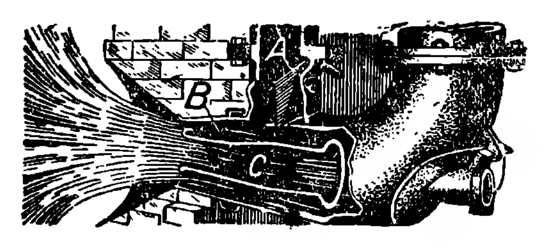


Рис. 80. Форсунка для пылевидного топлива. *А* — труба, подающая топливо. Подача регулируется заслонкой. Топливо падает в кольцевое пространство *B* между внутренней трубой *C* и наружной трубой форсунки. Через трубу *C* и через кольцевое пространство *B* вдувается при помощи вентилятора воздух.

Применение жидкого топлива представляет громадные удобства. Регулируя доступ нефти и воздуха, легко можно установить полное сгорание топлива и наивысшую температуру, а направляя пламя на нагреваемую поверхность, — достигнуть наилучшей передачи тепла.

За последнее время разработан способ сжигать подобным же образом и каменный уголь, для чего уголь предварительно обращается в мельчайший порошок. При вдувании этого порошка в топку через особую форсунку получается такое же пламя, как и пламя распыленного жидкого топлива. Можно проделать опыт со сжиганием горючего порошка, вдувая в пламя лампочки порошок ликоподия (споры плауна). В банку с двумя трубками, как на рис. 79, всыпают немного ликоподия. Вдувают воздух ртом через трубку *а*. Через трубку *б* вылетает струя порошка, который горит громадным пламенем.

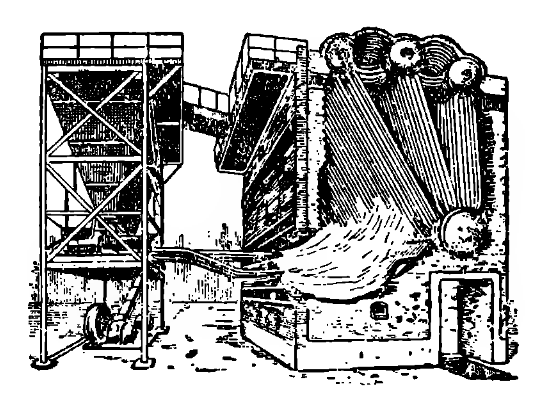


Рис. 81.

Горение *распыленного угля* в топке настолько полное, что затрата на размол топлива на особых мельницах вполне окупается, не говоря уже о том, что возможность тонко регулировать пламя представляет громадное удобство.

На рис. 80 изображена форсунка для пылевидного топлива, на рис. 81 — современный водотрубный котел *с форсункой для пылевидного топлива* (передняя стенка печи не показана). Слева видны конические ящики (бункера) для угольной пыли. Под ними помещается вентилятор, нагнетающий воздух.

ВОПРОСЫ ДЛЯ ПОВТОРЕНИЯ.

1. При каких условиях образуется окись углерода?
2. Перечислите свойства окиси углерода.
3. Назовите применения окиси углерода.
4. Какие реакции происходят в газогенераторе?
5. Почему газообразное топливо наиболее быстро и наиболее полно сгорает?

6. Медленное окисление. При горении соединение с кислородом происходит быстро; сразу выделяется много тепла, происходит накаливание и свечение. Но реакция соединения с кислородом может итти и медленно, не сопровождаясь накаливанием и свечением. Вспомним окисление металлов при нагревании. Известно, что многие металлы постепенно окисляются на воздухе и без нагревания.

При медленном окислении так же, как и при горении, выделяется тепло, но оно постепенно отдается окружающим предметам и воздуху

(окружающей среде), и мы обыкновенно не замечаем разогревания. Но если охлаждение окружающим воздухом затруднено, нет достаточной вентиляции, или если вещество окисляется очень энергично, а температура воспламенения его низкая, то оно может само собой загореться, произойдет **самовоспламенение.**

Примером легко воспламеняющегося вещества может служить фосфор. Особенно легко загорается фосфор, когда он мелко раздроблен. Это легко наблюдать на следующем опыте. Фосфор растворяют в сероуглероде и смачивают раствором полоску бумаги. Сероуглерод испаряется, а оставшийся на бумаге фосфор сначала начинает дымиться, а затем, прогревшись до температуры воспламенения (50°), сам собою загорается.

Если фитиль свечи смочить раствором фосфора в сероуглероде, то через некоторое время свеча „сама собою“ загорится. Это объясняет, каким образом инсценировалось понятие „чудо“ самовозгорания свечей перед иконами.

Случаи самовоспламенения нередко наблюдаются на практике. Так, если сложить в кучу масляные тряпки, которыми обтирались машины, и оставить их так на долгое время, то вследствие окисления масла температура внутри кучи может подняться настолько, что произойдет самовоспламенение.

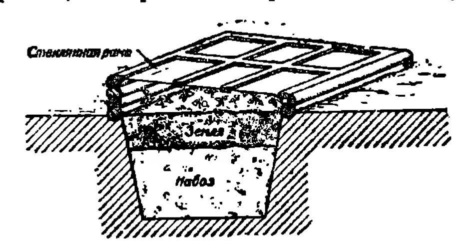


Рис. 82. Разрез парника.

Наблюдались случаи самовоспламенения в кучах мелкого каменного угля, в стогах сена и т. п.

При **гниении** и **тлении** растительных и животных веществ также происходит медленное окисление. Если в банку поместить гниющие листья, то в ней легко обнаружить образование углекислого газа.

При гниении, как при всяком окислении, непрерывно идет выделение тепла, которого мы обычно не замечаем. Но этим теплом *пользуются на практике.* Так, например, при устройстве *парников*, в которых ранней весной, пользуясь солнечным светом и теплом, выращивают овощи, в парник сначала помещается большой слой навоза, сверх которого уже насыпается земля (рис. 82). Тепло, выделяющееся при гниении навоза, содействует поддержанию в парнике более высокой температуры, чем температура окружающего воздуха.

Навозом пользуются на севере для предохранения от замерзания водопроводных труб в тех местах, где имеются пожарные краны. Чугунные крышки, прикрывающие колодцы над пожарными кранами, осенью открывают и накладывают в колодец навоз (рис. 83). Когда навоз перегниет, его удаляют, а в колодцы закладывают свежий навоз.

Следует напомнить, что процесс окисления происходит и при **дыхании.** Ткани нашего организма состоят главным образом из соединений водорода H и углерода C. Вот почему в выдыхаемом воздухе содержатся пары воды H_2O и углекислый газ CO_2.

Окислением принято называть не только такие случаи присоединения кислорода, при которых образуются окислы, но и такие, при кото-

рых получаются другие, более сложные вещества. Так, например, при ржавлении железа получается не окисел железа, как при окислении накаленного железа, а вещество, в состав которого, кроме кислорода, входит также и водород. Состав ржавчины можно изобразить формулой $Fe(OH)_3$. Дело в том, что ржавление железа происходит только во влажном воздухе, и в этой реакции участвует, кроме кислорода воздуха, и вода:

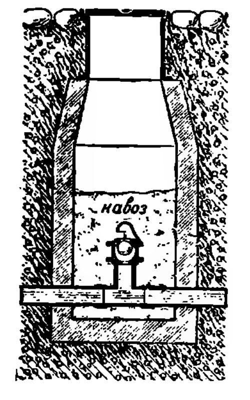


Рис. 83. Разрез колодца с пожарным краном.

$$4Fe + 6H_2O + 3O_2 = 4FeO_3H_3 = 4Fe(OH)_3.$$

Реакцией окисления будет и образование уксусной кислоты из спирта при скисании вина и целый ряд других реакций, в которых участвует кислород.

Реакции окисления, протекающие самопроизвольно, в некоторых случаях являются не только нежелательными, но крайне вредными, как, например, **ржавление металлов**, особенно самого нужного из металлов — железа. Ржавление приносит громадные *убытки* и в домашнем хозяйстве и особенно на производстве, и с ржавлением необходимо вести неустанную *борьбу*.

На рис. 84 изображено наглядно количество металла, добытого во всем мире за 33 года (1890—1923), и количество металла, погибшего за это время от ржавления.

Ржавление отличается тем, что, раз начавшись в одном месте, оно постепенно все быстрее и быстрее распространяется дальше, и ценный предмет в конце-концов погибает.

Остановить ржавление гораздо труднее, чем не допустить. Не допустить же ржавления можно внимательным и бережным отношением к инструменту, машине, орудию. Сознательный советский рабочий и каждый советский гражданин должны ясно отдавать себе отчет, какие убытки приносит ржавление металлов, и всячески оберегать металл от ржавления.

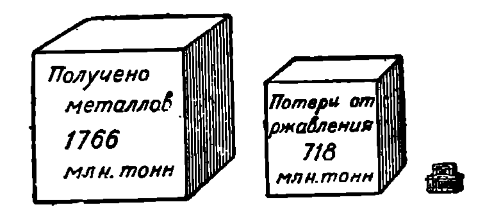


Рис. 84. Диаграмма, изображающая относительные количества металла, добытого во всем мире, и количество металла, погибшего от ржавления за 33 года (1890—1923). Для сравнения справа изображен Ленинградский государственный академический ордена Трудового Красного Знамени театр драмы им. А. С. Пушкина.

Как же это сделать? Прежде всего нужно держать металл, поскольку это возможно, в чистоте и сухости, не допускать на полированной или черненой поверхности металла царапин, с которых обыкновенно начинается ржавление.

В некоторых случаях, особенно же при продолжительном хранении, металлические предметы смазываются вазелином, маслом и т. д. Рабочий, ясно понимающий значение машины или орудия для социалистического строительства, никогда не пожалеет времени на то, чтобы протереть, вычистить и смазать металлические части, особенно легко ржавею-

щие. В месте появления ржавчины прочность металла нарушается, и он легче дает трещины и изломы.

В тех случаях, когда постоянный уход за металлом труден, его стараются предохранить от кислорода каким-нибудь покрытием. Наиболее простой способ — это окраска *масляной краской*. Окраску необходимо во-время возобновлять. Если пропустить нужный момент для окраски, например, крыши, она может быстро проржаветь насквозь. Малейшая ржавая точка на крашеном железном ведре может быстро обратиться в дыру, если за ведром не следить и своевременно его не покрасить.

Если предмет подвергается нагреванию, как кухонная посуда, то его часто покрывают *эмалью*. Эмалированную посуду нельзя бросать и по ней нельзя ударять, так как эмаль откалывается, и кислород начинает свою работу.

Металлы покрывают также *другими металлами*, менее подверженными окислению, а именно лудят (покрывают оловом), оцинковывают, никелируют, серебрят, золотят.

В настоящее время в СССР и других странах ведется громадная исследовательская работа над изучением во всех подробностях явления ржавления различных металлов и условий, благоприятствующих ржавлению. Ведется работа также и над наиболее достигающими цели методами борьбы с ржавлением.

Новейшим достижением является покрытие металлов хромом Cr, который помимо своей стойкости по отношению к кислороду и красивого блеска, отличается и большой твердостью; кадмием Cd, предохраняющим лучше, чем цинк Zn и чем обычно применяемое олово Sn; химически чистым алюминием Al и т. д. Кроме того, борьба с ржавлением идет и по другой линии — разработан целый ряд нержавеющих сплавов, как нержавеющая сталь и др.

7. Реакция восстановления. Мы уже знаем, что реакции, при которых происходит присоединение кислорода, называются реакциями *окисления*. Наряду с реакциями окисления могут итти реакции, при которых от кислородного соединения *отнимается* кислород Например, при пропускании водорода над накаленной окисью меди происходит, как мы уже знаем, реакция:

$$CuO + H_2 = Cu + H_2O.$$

При этой реакции происходит как бы отнятие кислорода от окиси меди при помощи водорода. Медь, которая, соединившись с кислородом, потеряла свои свойства, получается обратно, *восстанавливается*. Отсюда название реакции отнятия кислорода — *реакция восстановления*.

Реакция разложения окиси ртути с образованием свободной ртути

$$2HgO = 2Hg + O_2$$

есть реакция восстановления. Кислород здесь отнимается от ртути путем нагревания.

В тех случаях, когда при реакции восстановления отнимаемый кислород не выделяется в свободном виде, а образует новое соединение, как при реакции

$$CuO + H_2 = Cu + H_2O,$$

у нас одновременно идут *две реакции* — и восстановление и окисление: медь в нашем примере восстанавливается, водород же окисляется.

Это реакция восстановления по отношению к окиси меди и реакция окисления по отношению к водороду.

Реакция между углекислым газом и углем, идущая при недостаточном доступе воздуха в печи или в газогенераторе,

$$CO_2 + C = 2CO$$

есть тоже реакция восстановления по отношению к углекислому газу и реакция окисления по отношению к углю — углероду.

Углерод может отнимать кислород от окислов металлов.

■ ***Опыт 1.*** Смешайте с порошком угля кусочки окиси меди и поместите в пробирку (рис. 85). Газоотводную трубку опустите в пробирку с известковой водой, чтобы обнаружить выделяющийся при реакции углекислый газ. Нагревайте пробирку посильнее, пока выделение газа не прекратится или сильно не ослабеет. Выньте конец трубки из известковой воды, дайте пробирке остыть, высыпьте содержимое на бумагу и осторожно сдуйте угольный порошок. Можно под конец осторожно покатать кусочки пальцем по бумаге. Вместо окиси меди у вас получилась красная медь. Произошла реакция:

$$2CuO + C = 2Cu + CO_2. \ ■$$

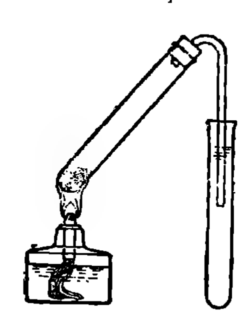


Рис. 85. Восстановление окиси меди углем.

При этой реакции также происходят два процесса: восстановление меди и окисление угля — углерода — в углекислый газ.

О подобных реакциях мы можем говорить не как о реакциях восстановления или окисления, а как *об окислительно-восстановительном процессе.*

В тех случаях, когда мы пользуемся окислительно-восстановительным процессом с целью присоединения кислорода, мы называем процесс *окислением.*

■ ***Опыт 2.*** К взболтанному в воде сернистому свинцу PbS прилейте раствор перекиси водорода H_2O_2. Осадок белеет. Происходит реакция окисления:

$$PbS + 4H_2O_2 = PbSO_4 + 4H_2O.$$

Сернистый свинец окисляется в серносвинцовую соль $PbSO_4$ белого цвета. ■

Этой реакцией пользуются на практике при реставрации (обновлении) картин, написанных масляными красками. Если художник пользовался свинцовыми белилами, то с течением времени картина чернеет вследствие образования сернистого свинца. При действии перекиси водорода сернистый свинец переходит в белую серносвинцовую соль и картина обновляется.

Действие перекиси водорода на сернистый свинец называют реакцией окисления, хотя на самом деле это окислительно-восстановительный процесс — одновременно с окислением сернистого свинца происходит восстановление перекиси водорода, от нее отнимается половина кислорода.

Вещество, способное отдавать свой кислород другим веществам, называется **окислителем.** Например, перекись водорода, озон — сильные окислители.

В тех случаях, когда целью окислительно-восстановительного процесса является восстановление, мы называем процесс *восстановлением.*

Действие водорода или угля на окись меди называют реакцией восстановления, хотя одновременно с восстановлением металла происходит окисление водорода (образование воды).

Вещество, способное отнимать кислород от других веществ, называется **восстановителем.** Водород и углерод являются восстановителями по отношению к окиси меди, окиси свинца и некоторым другим окислам.

Термин „восстановление" применяется двояко. Можно сказать, например: „водород восстанавливает медь из окиси меди", но чаще говорят: „водород восстанавливает окись меди".

8. Реакция восстановления в металлургии. Реакция восстановления имеет громадное значение для *добывания металлов из руд.* Металлы очень редко встречаются в природе в свободном состоянии, да и то лишь те металлы, которые не окисляются на воздухе, как серебро, золото, платина, ртуть. Такие металлы называются *самородными.* Из самородных металлов техническое значение имеют только золото и платина. Все же остальные металлы добываются только из руд.

В качестве *руд* пользуются преимущественно природными окислами металлов, а также солями угольной кислоты и сернистыми соединениями, которые легко можно превратить в окислы прокаливанием на воздухе. Мы знаем, что из углемедной соли, которая встречается в природе в виде малахита, при прокаливании получается окись меди (стр. 8 и 65).

Точно так же при обжигании природного сернистого свинца PbS получается окись свинца PbO и сернистый газ:

$$2PbS + 3O_2 = 2PbO + 2SO_2.$$

Таким образом, при выплавке из руды металла задача сводится к тому, чтобы отнять кислород от окисла, восстановить его. В качестве восстановителя применяется иногда древесный уголь, но главным образом кокс, получаемый из каменного угля (стр. 74).

В простейшем случае уголь вступает непосредственно в реакцию с окислом металла, образуя с кислородом углекислый газ CO_2 или окись углерода CO, например:

$$PbO + C = Pb + CO.$$

Опыт восстановления окиси свинца углем можно проделать в железном тигле, если есть достаточно сильная горелка или жаровня.

При помощи угля могут быть восстановлены: железо, медь, цинк, свинец, олово и многие другие металлы (некоторые металлы, как алюминий, выплавляются при помощи электрического тока).

Как уже было сказано, в простейшем случае реакция идет непосредственно между углеродом и окислом металла, но в некоторых случаях она протекает несколько сложнее. Это происходит тогда, когда добывание металла ведется в так называемых шахтных печах, имеющих вид вертикальной трубы, в которую сверху засыпается кокс и руда,

а снизу вдувается воздух. Кокс при этом горит, и в печи получается *окись углерода* CO.

Окись углерода может не только гореть, но и отнимать кислород от окислов металлов, т. е. их *восстанавливать*. Этот процесс и идет при выплавке металлов в шахтных печах.

В лаборатории восстановление окисью углерода можно наблюдать на следующем опыте. В трубку (рис. 86) насыпают древесный уголь и небольшую кучку зерненой окиси меди так, чтобы она не соприкасалась с углем.

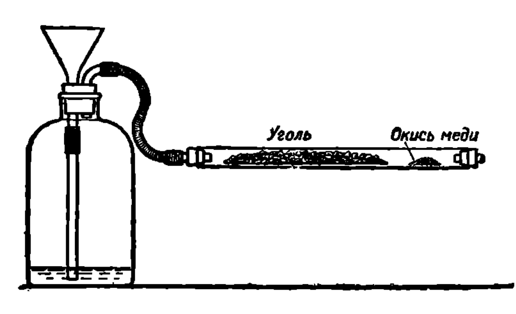


Рис. 86. Восстановление окиси меди окисью углерода.

Уголь и окись меди накаливают на двух горелках и из бутыли, в которую через воронку вливают воду, пропускают в трубку ток кислорода. Уголь сгорает в кислороде в углекислый газ CO_2. Углекислый газ, проходя через накаленный уголь, превращается в окись углерода CO. Окись углерода отнимает кислород от накаленной окиси меди, т. е. восстанавливает ее до металлической меди, а сама снова окисляется в углекислый газ: мы видим, как окись меди быстро краснеет. Здесь происходят такие реакции:

$$C + O_2 = CO_2; \; CO_2 + C = 2CO;$$
$$CuO + CO = CO_2 + Cu.$$

Задача. Напишите равенство реакции восстановления окисью углерода окиси железа Fe_2O_3 (руда — красный железняк).

Мы остановимся более подробно на выплавке из руд чугуна.

Чугун — это первый продукт, получаемый восстановлением железных руд. Он представляет собой железо, содержащее до 6% углерода и ряд других примесей. Путем удаления части углерода и примесей из чугуна получают сталь и железо.

Производство чугуна, стали и железа, или так называемая металлургия черных металлов, **черная металлургия**, лежит в основе индустриализации страны, в основе нашего грандиозного социалистического строительства. Черные металлы нужны и для станкостроения, и для производства сельскохозяйственных машин, тракторов, автомобилей, и для развития железнодорожного транспорта, и для оборонной промышленности и т. д.

9. Руды железа и флюсы. В качестве руд для выплавки чугуна применяются главным образом *окислы железа*. Лучшими рудами являются красный железняк Fe_2O_3, магнитный железняк Fe_3O_4 и бурый железняк, который представляет ту же окись железа Fe_2O_3, но соединенную с водой ($2Fe_2O_3 \cdot 3H_2O$).

В СССР имеются большие залежи всех этих руд (см. карту).

Магнитный железняк встречается на Урале, в горах Благодать и Высокая, на восточных склонах Среднего Урала (близ Нижне-Тагильска) и в горе Магнитной, на восточных склонах Южного Урала (Магнитогорск).

Большие залежи *красного железняка* имеются на Украине, в Кривом Роге (в районе Днепропетровска). Громадные залежи *бурого железняка* — на Керченском полуострове (Крым). Есть и целый ряд других залежей.

На других, менее важных рудах мы останавливаться не будем.

Для выплавки чугуна можно пользоваться и древесным углем и коксом (стр. 74). В крупном производстве в настоящее время пользуются преимущественно *коксом*.

Всякая руда содержит некоторое количество примесей. Это те горные породы, среди которых руда залегает. Примеси содержатся и в угле (зола) и, особенно, в коксе. Для того чтобы эти примеси легко отде-

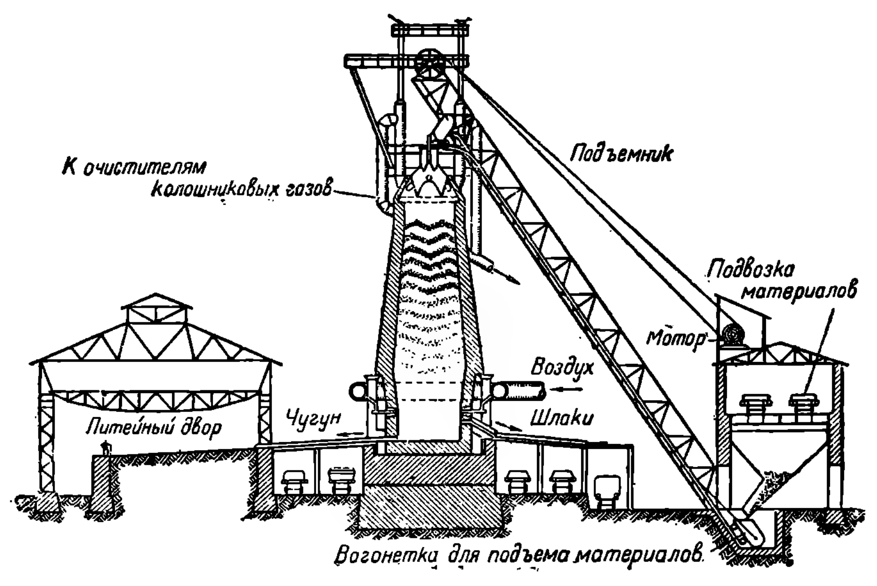


Рис. 87. Схематический разрез доменной печи.

лялись от чугуна, они, как и чугун, должны в печи плавиться и образовать над расплавленным чугуном жидкий слой, который можно было бы от времени до времени сливать. Между тем, очень мало таких руд, примеси которых были бы достаточно легкоплавки. Поэтому к руде обычно приходится прибавлять вещества, которые образовали бы с примесями руды легкоплавкие соединения и сплавы. Эти примеси называют „плавни" или **флюсы** (от латинского „флюэре" — течь). Если руда содержит, например, примесь кремнезема SiO_2 (встречается в виде кварца, из которого состоит обыкновенный песок, и в виде других минералов), то в качестве флюса берут известняк $CaCO_3$. Известно, что известняк при накаливании разлагается, образуя известь:

$$CaCO_3 = CaO + CO_2.$$

Известь же, вступая в реакцию соединения с кремнеземом, образует легкоплавкое соединение $CaSiO_3$:

$$CaO + SiO_2 = CaSiO_3.$$

Если руда содержит примесь известняка, то к ней прибавляют кремнезем в виде песка.

Таким образом и подбирают к руде подходящий флюс.

Сплавленные примеси руды, представляющие в застывшем виде стеклообразную или камнеобразную массу, носят название — **шлак.**

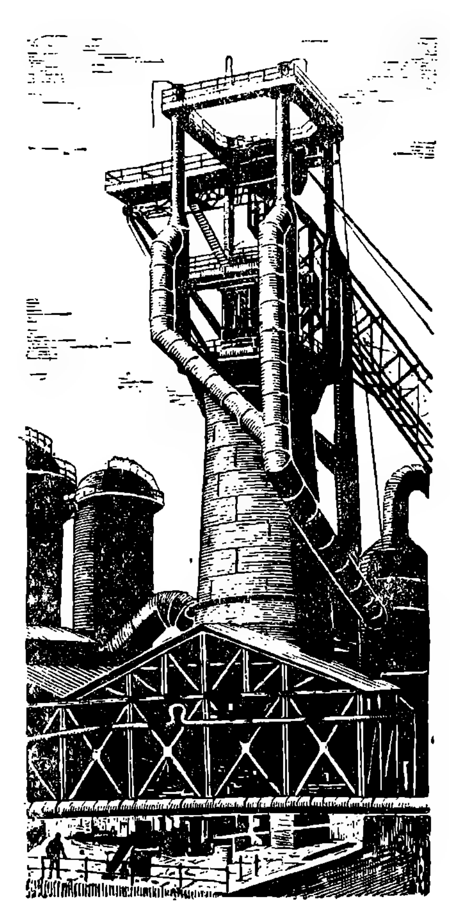


Рис. 88. Общий вид доменной печи.

10. Доменный процесс.

Шахтные печи для выплавки чугуна, или так называемые **доменные печи**, „домны", имеют вид громадных, суживающихся кверху и книзу башен. Домны строятся из огнеупорного кирпича и снаружи бывают одеты железной оболочкой или стянуты рядом железных колец. Современные домны достигают высоты 20 — 30 *м* (высота 6—9-этажного дома).

На рис. 87 изображен упрощенный схематический разрез доменной печи, на рис. 88 — ее общий вид.

Как видно из рисунков, домна состоит как бы из двух усеченных конусов, сложенных основаниями. Верхний конус, *шахта*, покоится на железном кольце, опирающемся на ряд основательных железных колонн. Самая нижняя часть домны, *горн*, где собирается расплавленный чугун, имеет цилиндрическую форму.

Кокс (или уголь) при выплавке чугуна играет двоякую роль. Он служит и материалом для реакции восстановления руды, и топливом, дающим высокую температуру, необходимую для процесса восстановления и для плавления образующегося чугуна и шлака. Чугун плавится при 1150—1200° (смотря по составу), но для того чтобы чугун не только плавился, но и оставался в печи в расплавленном состоянии, температура в нижней части печи должна быть значительно выше. Такая температура может быть достигнута только при вдувании в печь воздуха. Воздух нагнетается *воздуходувными машинами* и подводится к печи широкой трубой. Эта труба присоединяется к окружающей печь кольцеобразной трубе (рис. 87), от которой отходит ряд отростков, вставленных концами в имеющиеся в нижней части печи отверстия. На рис. 89 изображен схематично, без деталей, внешний вид нижней части доменной печи, на котором видны кольцевая труба, отростки и отверстие для выпуска чугуна.

Для повышения температуры внутри печи вдуваемый в печь воздух в современных домнах *предварительно нагревается* до температуры 700—800°. Для подогревания воздуха пользуются выходящими из печи газами. Уже было сказано, что в доменной печи образуется *окись углерода*, которая и восстанавливает руду. Количество образующейся окиси углерода значительно больше, чем идет на восстановление руды. Поэтому выделяющиеся из печи газы, помимо азота воздуха и углекислого газа, содержат еще значительное количество (до 30% по объему) *окиси углерода* CO. Эти газы, которые носят название *колошниковые газы* (верхнее отверстие печи называется „колошник"), могут гореть, как генераторный газ, и дают столько же тепла. Это тепло и используется для предварительного подогревания поступающего в печь воздуха. На рис. 87 и 88 видны трубы, отводящие из доменной печи колошниковые газы. Газы очищаются от пыли и направляются в особые аппараты, имеющие вид башен (рис. 88, слева). Здесь газы сжигаются, и при помощи получающегося тепла нагревается нагнетаемый в домну воздух.

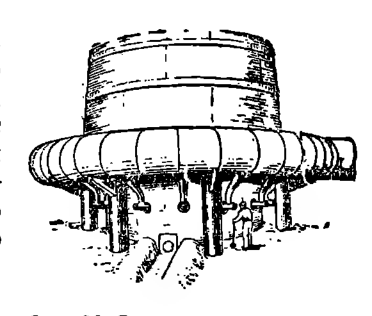


Рис. 89. Схематический рисунок нижней части доменной печи.

Руду, флюсы и кокс в домну загружают слоями: слой руды с флюсом, слой кокса, опять слой руды с флюсом, опять слой кокса и т. д.

По мере сгорания кокса и образования чугуна и шлака вся масса в печи постепенно *оседает*, опускается вниз, сверху же загружают все новые и новые слои материалов (рис. 87). Опускающаяся книзу загрузка, постепенно прогреваясь в токе горячих газов, сначала просушивается. Затем начинается восстановление руды окисью углерода. Появляются губчатые комочки железа. Известняк $CaCO_3$ и другие углекислые соединения разлагаются. Железо постепенно насыщается углеродом. Опустившись до уровня с температурой выше 1000°, науглероженное железо сплавляется с кремнием (Si), так как при высоких температурах уголь восстанавливает содержащиеся в руде или флюсах соединения кремния, например кремнезем SiO_2:

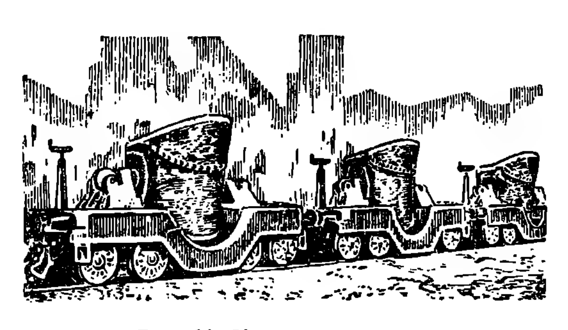


Рис. 90. Ковши для шлака.

$$SiO_2 + 2C = Si + 2CO.$$

Таким образом появляются капли *сплава железа с углеродом и кремнием — чугуна*. Одновременно идет реакция между примесями руды и флюсами, образуется *жидкий шлак*. Капли жидкого чугуна, покрытые с поверхности слоем шлака, стекают вниз и собираются на дне горна.

Постепенно образуются *два жидких слоя:* внизу слой чугуна и над ним слой более легкого шлака. Температура в нижней части домны достигает 1700—1800°

Для выпуска чугуна и шлака в горне печи имеются два *отверстия* (рис. 87): верхнее — для шлака, нижнее — для чугуна (рис. 89); отверстия эти затыкаются комками огнеупорной глины, которая для выпуска чугуна и шлака удаляется.

Чугун направляют либо непосредственно на литейный двор (рис. 87) в формы, в которых он и застывает, либо в так называемый *ковш*, выложенный внутри огнеупорным и плохо проводящим тепло материалом (рис. 87, внизу налево, под мостом).

В ковше жидкий чугун отвозится по рельсам или к формам, в которые разливается, или в сталеплавильный цех для дальнейшей переработки — *передела* на сталь и железо.

Шлак выпускается из доменной печи в ковши для шлака (рис. 90), в которых и отвозится на место свалки. Шлак, как и всякий побочный продукт производства, стараются утилизировать. Он идет на щебень для мощения дорог, на балласт железнодорожных насыпей, на изготовление строительного кирпича и цемента (в смеси с известью); наконец, некоторые сорта шлака могут применяться в качестве дешевого стекла.

ВОПРОСЫ ДЛЯ ПОВТОРЕНИЯ.

1. Что является причиной самовоспламенения некоторых веществ?
2. Какие химические процессы происходят при гниении и тлении веществ? Как эти процессы используются?
3. Почему необходимо бороться со ржавлением металлов?
4. Что такое окислительно-восстановительный процесс? Приведите примеры.
5. Что такое окислитель? Восстановитель?
6. Что будет окислителем и что восстановителем при реакции:

$$3Fe + 4H_2O = Fe_3O_4 + 4H_2?$$

7. Что такое самородные металлы?
8. Что называется рудой?
9. Назовите важнейший способ добывания металлов из руд.
10. Назовите восстановители, применяемые в металлургии.
11. Какую роль играют в металлургии флюсы? Приведите пример.
12. Назовите важнейшие руды железа и приведите формулы составляющих их минералов.
13. Какие процессы происходят в доменной печи?
14. Что такое шлак?

X. ОКИСЛЫ. ОСНОВАНИЯ. КИСЛОТЫ. СОЛИ.

Мы знаем, что кислород является самым распространенным элементом на земле (стр. 33). Он встречается в свободном виде в воздухе — входит в состав углекислого газа воздуха, в состав воды и в состав целого ряда природных окислов и других более сложных соединений, составляющих земную кору.

Искусственно могут быть получены окислы всех элементов, кроме инертных газов, которые не дают соединений ни с одним элементом.

1. Окислы и гидраты окислов. Мы знаем, что окислы получаются при *реакции окисления:* при горении веществ в кислороде и воздухе, при медленном окислении, при окислительно-восстановительном процессе.

Кроме того, окислы могут получаться косвенным путем, при самых различных реакциях, в которых участвуют вещества, содержащие в своем составе кислород. Так, например, при разложении известняка $CaCO_3$ получаются два окисла: окись кальция CaO — жженая известь и двуокись углерода CO_2 — углекислый газ; при разложении углемедной соли (стр. 65) получаются три окисла: окисел меди CuO, окисел углерода — углекислый газ CO_2 и окисел водорода H_2O — вода.

Для некоторых элементов окислы могут быть получены только косвенным путем. Так, например, серебро, золото, платина не только не тускнеют на воздухе, но не вступают в реакцию с кислородом даже при самых высоких температурах. Но окислы их известны. Например, окись серебра Ag_2O может быть получена при разложении углесеребряной соли:

$$Ag_2CO_3 = Ag_2O + CO_2.$$

Для того чтобы ближе познакомиться со свойствами окислов, сожжем в кислороде неметаллы — уголь, серу и фосфор, которые мы уже сжигали, знакомясь со свойствами кислорода, и кроме того — металлы: натрий, кальций и магний.

Уголь горит в кислороде без пламени, тлеет, но гораздо ярче чем на воздухе, образуя углекислый газ CO_2:

$$C + O_2 = CO_2.$$

Сера горит ярким сине-фиолетовым пламенем, образуя газ с резким запахом — сернистый газ SO_2:

$$S + O_2 = SO_2.$$

Фосфор горит ослепительно-белым пламенем, образуя белый дым твердого окисла — фосфорного ангидрида P_2O_5:

$$4P + 5O_2 = 2P_2O_5.$$

Кальций горит ярким оранжевым пламенем, образуя твердый белый продукт — окись кальция — CaO:

$$2Ca + O_2 = 2CaO.$$

Окись кальция, как мы знаем, получается также при обжиге известняка $CaCO_3$ (стр. 8 и 65) и называется жженой известью.

Магний, который и на воздухе горит ослепительным белым пламенем, в кислороде горит еще ярче, образуя белый порошок — окись магния, или жженую магнезию:

$$2Mg + O_2 = 2MgO.$$

Все полученные окислы могут вступать в реакцию с водой, образуя новые вещества — водные окислы, или *гидраты окислов.* Растворы гидратов окислов обладают способностью изменять цвет некоторых веществ, например: фиолетовой краски *лакмуса* (получаемого из некоторых видов лишайников), настоя черники, синей капусты и др.

Если в склянки, где мы сжигали различные простые вещества, прилить воды и затем фиолетового раствора лакмуса, то цвет лакмуса меняется: в склянках, где мы сжигаем *неметаллы*, — лакмус *краснеет,* в склянках, где горели *металлы*, — лакмус *синеет.*

Такое различие в действии на лакмус гидратов окислов связано с тем, что окислы неметаллов и окислы металлов дают гидраты различного типа.

Окислы *неметаллов*, вступая в реакцию с водой, образуют гидраты, имеющие более или менее кислый вкус и относящиеся к особому классу веществ — **кислотам**.

Так, углекислый газ образует с водой *угольную кислоту* H_2CO_3:

$$CO_2 + H_2O = H_2CO_3.$$

Сернистый газ SO_2 дает *сернистую кислоту* H_2SO_3:

$$SO_2 + H_2O = H_2SO_3.$$

Фосфорный ангидрид P_2O_5 дает *фосфорную кислоту* HPO_3:

$$P_2O_5 + H_2O = H_2P_2O_6 = 2HPO_3.$$

Образуются две молекулы фосфорной кислоты HPO_3.

Окислы *металлов*, вступая в реакцию с *водой*, образуют гидраты — так называемые **щелочи**, от которых лакмус *синеет.* [1]

Окись натрия Na_2O дает с водой щелочь $NaOH$, носящую название *едкий натр:*

$$Na_2O + H_2O = Na_2O_2H_2 = 2NaOH.$$

Окись кальция CaO дает щелочь CaO_2H_2, или $Ca(OH)_2$.

Это так называемая *гашеная*, или *едкая*, *известь:*

$$CaO + H_2O = Ca(OH)_2.$$

Окись магния MgO дает с водой очень небольшое количество мало растворимого в воде гидрата $Mg(OH)_2$.

$$MgO + H_2O = Mg(OH)_2.$$

$Mg(OH)_2$ — также имеет свойства щелочи.

В том, что при взаимодействии окислов с водой происходит не растворение, а химическая реакция соединения, легко убедиться на следующем опыте.

■ ***Опыт.*** Кусок жженой извести CaO поместите в фарфоровую чашку или на блюдце и обливайте понемногу водой, давая воде каждый раз впитаться, пока впитывание не прекратится. Через некоторое время вы заметите признаки реакции — выделение тепла (над известью поднимается пар), шипение, рассыпание кусков в мелкий порошок. ■

Выделение тепла есть характерный признак химической реакции.

Если в стакан с водой бросить ложку фосфорного ангидрида P_2O_5, то также происходит энергичная реакция, сопровождающаяся шипением, выделением тепла.

2. Формулы окислов. Валентность. Анализ окислов показывает, что они имеют очень разнообразный состав, например: H_2O, Na_2O, CaO, MgO, Al_2O_3 (окись алюминия), Cr_2O_3 (окись хрома), SO_2, CO_2, P_2O_5, N_2O_5 (окисел азота) и т. д.

---

[1] Настой черники и синей капусты от кислот краснеет, от щелочей — зеленеет.

Образование окислов разнообразного состава есть частный случай проявления свойства атомов, называемого валентностью и выражающегося в том, что атомы одного элемента могут удерживать в соединении лишь определенные числа атомов других элементов, для различных атомов эти числа различные.

Есть элементы, *один атом* которых не может удерживать в соединении более *одного атома* другого элемента. Это так называемые *одновалентные* элементы. К числу одновалентных элементов относится водород H, металлы натрий Na, калий K, неметалл хлор Cl (в соединениях с водородом и с металлами) и небольшое число других элементов.

Они дают между собою такие соединения:

$$NaH,\ KH,\ NaCl,\ HCl \text{ и т. п.}$$

Атомы *двувалентных* элементов удерживают в соединении *два атома* одновалентных элементов. Примерами двувалентных элементов могут служить: кислород O и металлы кальций Ca, магний Mg. Они дают с одновалентными элементами такие соединения:

$$OH_2 \text{ (или } H_2O),\ OCl_2,\ CaH_2,\ MgH_2,\ CaCl_2,\ MgCl_2 \text{ и т. п.}$$

Атомы *трехвалентных* элементов удерживают в соединении *три атома* одновалентных элементов. Примерами трехвалентных элементов могут служить: металлы алюминий Al и хром Cr и неметалл азот N. Они дают с одновалентными элементами такие соединения:

$$AlCl_3,\ CrCl_3,\ NH_3,\ NNa_3 \text{ и т. п.}$$

Примерами *четырехвалентных* элементов могут служить углерод C и кремний Si, дающие соединения:

$$CH_4,\ SiH_4,\ CCl_4 \text{ и т. п.}$$

Бывают элементы пяти-, шести-, семи- и восьмивалентные, но на них мы пока останавливаться не будем.

Валентность элемента можно определить как *число, показывающее, сколько атомов водорода (или другого одновалентного элемента) может удерживать в соединении один атом данного элемента.*

Валентность элемента, найденная по его соединениям с одновалентными элементами, проявляется в его соединениях и с другими элементами.

Элементы с *одинаковой* валентностью соединяются *один* атом с *одним* атомом. Для наглядности в нижеследующих примерах мы будем отмечать валентности элементов римской цифрой над их химическими символами:

$$\overset{I}{Na}\overset{I}{H},\ \overset{I}{H}\overset{I}{Cl},\ \overset{II}{Ca}\overset{II}{O},\ \overset{II}{Mg}\overset{II}{O},\ \overset{III}{Al}\overset{III}{N},\ \overset{IV}{Si}\overset{IV}{C} \text{ и т. д.}$$

Если валентности двух соединяющихся элементов различны, то число связанных между собою атомов бывает различно, но при этом общее число валентностей всех атомов одного элемента всегда равно общему числу валентностей всех атомов другого элемента. Например:

$$\overset{I}{H}_2\overset{II}{O},\ \overset{II}{Ca}\overset{I}{Cl}_2,\ \overset{III}{Al}\overset{I}{Cl}_3,\ \overset{III}{N}\overset{I}{H}_3,\ \overset{III}{Al}_2\overset{II}{O}_3,\ \overset{III}{Cr}_2\overset{II}{O}_3,\ \overset{IV}{C}\overset{I}{H}_4,\ \overset{IV}{Si}\overset{I}{H}_4,\ \overset{IV}{Si}\overset{II}{O}_2,\ \overset{IV}{C}\overset{II}{O}_2 \text{ и т. д.}$$

Во всех приведенных примерах *произведение числа атомов на валентность* одного элемента равно произведению числа атомов на валентность второго элемента.

Исходя из этого правила, нетрудно составить формулу соединения любых двух элементов, если известны их валентности.

Необходимо, однако, иметь в виду следующее: 1) не всякие два элемента могут давать между собою соединение и 2) у некоторых элементов в одних соединениях одна валентность, в других — другая.

Мы уже знаем, что медь может давать два окисла Cu_2O и CuO (стр. 48). В первом она одновалентна: $\overset{I}{Cu_2}\overset{II}{O}$, во втором — двувалентна: $\overset{II}{Cu}\overset{II}{O}$. Мы знаем также, что углерод кроме углекислого газа $\overset{IV}{C}\overset{II}{O_2}$, где углерод четырехвалентен, дает окись углерода CO, где он двувалентен $\overset{II}{C}\overset{II}{O}$.

Валентность элементов *может меняться* в зависимости от условий, в которых происходит реакция. Так, например, *окись меди* CuO, черного цвета, может быть получена при накаливании меди на воздухе при температуре 500—600°. Если же нагревать медь выше 800°, то получается *закись меди* Cu_2O, красного цвета.

В дальнейшем мы будем встречаться с целым рядом элементов, имеющих *переменную* валентность. Это будут главным образом неметаллы.

Среди *неметаллов* только *два* имеют *постоянную валентность*. Это — одновалентный *водород* $\overset{I}{H}$ и двувалентный *кислород* $\overset{II}{O}$.

Поэтому мы здесь не приводим валентностей неметаллов. Изучая их соединения, мы будем по составу этих соединений судить о валентности неметаллов.

Что же касается *металлов*, то среди обычных металлов большинство имеют постоянную валентность и являются металлами двувалентными. Ввиду этого, если ограничиться важнейшими обычными металлами, то валентность их запомнить нетрудно.

Одновалентные металлы — калий **K**, натрий **Na**, серебро **Ag**.

Трехвалентные металлы — алюминий **Al** и хром **Cr**.

Переменную валентность имеют: медь — $\overset{I}{\mathbf{Cu}}$ и $\overset{II}{\mathbf{Cu}}$ и железо — $\overset{II}{\mathbf{Fe}}$ и $\overset{III}{\mathbf{Fe}}$.

Двувалентные — все **прочие** металлы, с которыми нам пока придется иметь дело.

Запомнив приведенную табличку и правило составления формул, указанное выше, можно легко написать *формулу окисла* любого металла.

Например, для того чтобы составить формулу окисла хрома, пишем знак хрома Cr. Припоминаем, что хром трехвалентен, и пишем над знаком хрома римскую цифру три: $\overset{III}{Cr}$. Рядом пишем знак кислорода, над которым ставим римскую цифру два: $\overset{III}{Cr}\overset{II}{O}$. В таком виде формула будет неправильна, так как трем валентностям одного атома хрома здесь соответствуют две валентности одного атома кислорода. Значит, в состав молекулы окисла входит по нескольку атомов хрома и кислорода. Число

атомов должно быть таково, чтобы произведение валентности хрома на число атомов было равно произведению валентности кислорода на число атомов. Нетрудно сообразить, что это будет достигнуто в том случае, если мы возьмем два атома хрома и три атома кислорода. Общее число валентностей двух атомов хрома будет 6, и общее число валентностей трех атомов кислорода будет тоже 6. Значит, формула окисла хрома — Cr_2O_3.

Окислы металлов с *постоянной* валентностью называются *окиси.*

Для металлов с *переменной* валентностью *высший окисел,* т. е. окисел, в котором металл имеет высшую валентность, называется также *окисью,* а *низший окисел — закисью.*

Так, $\overset{II}{Cu}\overset{II}{O}$ — окись меди и $\overset{I}{Cu_2}\overset{II}{O}$ — закись меди.

$\overset{III}{Fe_2}\overset{II}{O_3}$ — окись железа и $\overset{II}{Fe}\overset{II}{O}$ — закись железа.

Упражнение. Составьте формулы окислов нижеперечисленных металлов, стараясь припомнить их валентность наизусть и только затем проверяя себя по табличке на стр. 96.

Незнакомые символы металлов находите по таблице в конце книги.

Вначале ставьте над символами обозначения валентностей, а затем проделайте упражнения второй раз сначала, уже без обозначения валентностей.

Список металлов для упражнения:

Натрий	Калий	Магний
Свинец	Алюминий	Медь (окись)
Цинк	Железо (окись)	Кадмий
Хром	Олово	Никкель
Серебро	Медь (закись)	Стронций
Кальций	Железо (закись)	

3. Основания. Гидраты окислов металлов составляют особый класс соединений и носят название — **основания.**

Некоторые основания *растворимы* в воде, как едкий натр, и могут быть получены непосредственным соединением окислов металлов с водой. Эти основания называют — **щелочи.**

Большинство же оснований в воде *не растворимы* и непосредственным соединением окислов металлов с водой не получаются.

Щелочей известно *немного.* Важнейшие щелочи:

Едкий натр	$NaOH$	есть гидрат окиси	натрия	(Na_2O)
Едкое кали	KOH	„ „ „	калия	(K_2O)
Едкая известь	$Ca(OH)_2$	„ „ „	кальция	(CaO)
Едкий барит	$Ba(OH)_2$	„ „ „	бария	(BaO)

Все эти щелочи называются **едкими щелочами,** так как они сильно разъедают различные вещества, как кожу, дерево, бумагу и т. п. Если раствор едкой щелочи попадает на руку и его не смыть, кожу начинает щипать и могут получиться язвы.

Едкие щелочи — вещества твердые, растворимые в воде. Растворы их придают лакмусу *синий цвет* или, как говорят, имеют **щелочную реакцию** на лакмус.

Кроме едких щелочей, щелочные свойства имеют и некоторые другие вещества, не являющиеся гидратами окислов металлов, как, например, щелок, раствор

древесной золы. Щелок содержит поташ K_2CO_3, который и имеет щелочные свойства. Эти свойства щелока известны были с незапамятных времен, и от щелока происходит название „щелочь". Щелочные свойства имеет также сода Na_2CO_3, применяемая для стирки белья, и многие другие вещества, не являющиеся едкими щелочами.

■ ***Опыт 1.*** Познакомьтесь с образцами щелочей.

Растворите кусок едкого натра $NaOH$ или едкого кали KOH в воде ($^1/_3$ пробирки воды). Растворение идет быстро без подогревания.

Возьмите лучинкой каплю раствора и разотрите между пальцами (стараясь, чтобы щелочь не попала под ноготь) и сейчас же хорошо вымойте руку. Мойте до тех пор, пока пальцы не перестанут быть скользкими, иначе может разъесть кожу.

Прилейте к раствору лакмуса. Он синеет. ■

■ ***Опыт 2.*** Взболтайте с водой гашеную (едкую) известь $Ca(OH)_2$. Известь мало растворима в воде. Профильтруйте немного жидкости и фильтрат испытайте лакмусом. Лакмус синеет. Возьмите около 1 *см*^{3} раствора на стакан воды и попробуйте на вкус. ■

Гашеная известь в смеси с песком и водой применяется главным образом для штукатурки стен.

Как уже сказано, *большинство оснований в воде не растворимы* и могут быть получены только косвенным образом. Состав же их таков, как если бы соответствующие окислы непосредственно соединились с водой.

Так, например, гидрат окиси меди имеет состав CuO_2H_2, или $Cu(OH)_2$, т. е. $CuO + H_2O$; состав гидрата окиси цинка — $Zn(OH)_2$, т. е. $ZnO + H_2O$; состав гидрата окиси алюминия — AlO_3H_3, или $Al(OH)_3$, как если бы происходила такая реакция: $Al_2O_3 + 3H_2O = Al_2O_6H_6 = 2Al(OH)_3$, и т. д.

Если сопоставить формулы гидратов окислов одно-, дву-, и трехвалентных металлов

$$\overset{I}{K}OH,\ \overset{II}{Cu}(OH)_2,\ \overset{III}{Al}(OH)_3,$$

то мы заметим, что в состав каждого гидрата окисла металла входит металл и группа элементов (OH).

Группу (OH) называют **гидроксил** или *водный остаток*. Это то, что осталось бы от молекулы воды, если бы мы отняли от нее один атом водорода. Если написать формулу воды в виде $\overset{I}{H}(\overset{I}{OH})$, то видно, что *гидроксил одновалентен*.

Отсюда легко составить формулу гидрата окиси любого металла:

$$\overset{I}{Na}\overset{I}{OH},\ \overset{II}{Ca}(\overset{I}{OH})_2,\ \overset{III}{Al}(\overset{I}{OH})_3 \text{ и т. д.}$$

Упражнение. Составьте формулу гидратов окислов тех металлов, для которых вы составляли формулы окислов.

Со способами получения нерастворимых оснований мы встретимся ниже.

Соответствующие основаниям безводные окислы металлов, как Na_2O, CaO, CuO и т. д., называют — **основные окислы.**

4. Кислоты. Кислоты — *угольную* H_2CO_3, *сернистую* H_2SO_3, фосфорную или, иначе, *метафосфорную*, HPO_3 — мы получили при реакции с водой окислов *неметаллов:* углерода, серы и фосфора.

Таким же способом, т. е. непосредственным соединением соответствующих окислов с водой, могут быть получены и некоторые другие кислоты, как, например, серная кислота H_2SO_4. Этой кислоте соответствует серный ангидрид $\overset{VI}{S}\overset{II}{O_3}$ — окисел, который образует сера помимо сернистого газа:

$$SO_3 + H_2O = H_2SO_4.$$

Серная кислота таким способом и получается на заводах. Однако это не единственный способ получения кислот. Кислоты могут получаться и при других реакциях.

Окислы, которым соответствуют кислоты, носят общее название — **ангидриды кислот** (ангидрид значит „безводный“).

Сопоставим формулы важнейших кислот и их ангидридов:

Кислоты		*Ангидриды*		*Их обыденные названия*
Серная	H_2SO_4	Серный	SO_3	Нет
Сернистая	H_2SO_3	Сернистый	SO_2	Сернистый газ
Угольная	H_2CO_3	Угольный	CO_2	Углекислый газ
Азотная	HNO_3	Азотный	N_2O_5	Нет
Метафосфорная	HPO_3	Фосфорный	P_2O_5	Нет

Для дальнейшего *следует запомнить* формулы этих *кислот;* формулы же ангидридов запоминать нет необходимости, их легко вывести из формул кислот, вычитая из них мысленно воду, например:

$$H_2SO_4 - H_2O = SO_3.$$

Если в кислоте один атом водорода, то для вычитания воды нужно взять две молекулы кислоты; например, ангидрид метафосфорной кислоты находим так:

$$2HPO_3 - H_2O = P_2O_5.$$

Некоторые ангидриды могут присоединить и одну и *несколько молекул воды,* образуя несколько разных кислот. Так, например, фосфорный ангидрид P_2O_5, кроме метафосфорной кислоты HPO_3, образует еще ортофосфорную кислоту H_3PO_4, которая соответствует фосфорному ангидриду, соединенному с тремя молекулами воды:

$$P_2O_5 + 3H_2O = H_6P_2O_8 = 2H_3PO_4.$$

На практике эта кислота получается кипячением HPO_3 с водой:

$$HPO_3 + H_2O = H_3PO_4.$$

Ортофосфорная и метафосфорная кислоты — твердые вещества, хорошо растворимые в воде.

Если данный элемент образует несколько *ангидридов,* то их *названия* различаются *суффиксами* так же, как и названия соответствующих кислот.

Например:

Сер*н*ый ангидрид	SO_3	Сер*н*ая кислота	H_2SO_4
Сер*нист*ый ангидрид	SO_2	Сер*нист*ая кислота	H_2SO_3
Азот*н*ый ангидрид	N_2O_5	Азот*н*ая кислота	HNO_3
Азот*ист*ый ангидрид	N_2O_3	Азот*ист*ая кислота	HNO_2

Все гидраты окислов неметаллов относятся к классу кислот. Следует отметить, что *нельзя сказать наоборот:* кислоты — это гидраты окислов неметаллов, так как существует много кислот, которые не являются гидратами окислов неметаллов. Так, есть целый ряд *бескислородных кислот,* т. е. не содержащих кислорода, как, например: *соляная кислота* HCl, *сероводородная кислота* H_2S и др.

Кислоты, которым соответствуют ангидриды, называют **кислородными кислотами.**

Кислоты составляют особый класс химических соединений. Неизменной частью всех кислот является *водород* Н. Кроме того, кислоты имеют ряд общих свойств.

■ ***Опыт.*** При помощи стеклянной палочки возьмите в пробирки по одной капле заготовленных преподавателем растворов различных кислот, прилейте по $^1/_2$ пробирки воды, взболтайте и одну каплю раствора попробуйте на вкус. Вкус — кислый.

Прилейте к растворам различных кислот фиолетового раствора лакмуса: лакмус краснеет. ■

Кислоты — это водородные соединения, в которых водород может *замещаться металлом,* которые имеют обычно более или менее *кислый вкус* и придают лакмусу *красный цвет,* имеют *кислую реакцию* на лакмус.

Кроме того, характерным свойством всех кислот является *способность образовать соли.*

Соль по своему составу есть продукт замещения водорода кислоты металлом.

ВОПРОСЫ ДЛЯ ПОВТОРЕНИЯ.

1. При каких реакциях получаются окислы? Приведите примеры.
2. Как получаются окислы элементов, которые с кислородом непосредственно не соединяются? Приведите примеры.
3. К какому типу окислов относится большинство окислов металлов?
4. Формулы окислов никкеля NiO, Ni_2O_3. Который из этих окислов следует назвать окисью никкеля?
5. Каким образом можно отличить раствор кислоты от раствора щелочи?
6. Перечислите важнейшие щелочи и приведите их формулы.
7. Что такое основание?
8. Как определить валентность элемента?
9. Что такое гидроксил?
10. Перечислите важнейшие кислоты — кислородные и бескислородные.
11. Перечислите общие свойства кислот.
12. Выведите формулу борного ангидрида из формулы борной кислоты H_3BO_3 и формулу хлорного ангидрида из формулы хлорной кислоты $HClO_4$.

5. Взаимодействие кислот с металлами. Соли. С реакцией между кислотой и металлом мы уже отчасти знакомы, — мы пользовались этой реакцией для получения водорода.

Теперь изучим эту реакцию более подробно, взяв различные кислоты и различные металлы.

■ ***Опыты.*** В пробирки с разбавленными растворами кислот *серной, соляной* и *метафосфорной* положите небольшие количества какого-либо металла, например цинка Zn, и по выделению газа наблюдайте, идет ли реакция. Испытайте газ горящей лучинкой; наблюдайте выделение тепла при реакции и отметьте, какие из взятых кислот реагируют наиболее сильно и какие — наиболее слабо. Там, где реакция идет очень слабо, — слегка нагрейте.

Положите в пробирки небольшие количества различных металлов, выданных преподавателем, например, *алюминия* Al, *железа* Fe, *магния* Mg, *меди* Cu, *свинца* Pb. Прилейте во все пробирки по $^1/_4$ пробирки соляной кислоты и наблюдайте, где реакция идет наиболее энергично. Если металл не реагирует с кислотой, — слегка подогрейте.

То же проделайте с серной и метафосфорной кислотами.

Одну из пробирок, где реакция идет хорошо, оставьте стоять, пока не закончится реакция. Отфильтруйте несколько капель жидкости на стеклышко и выпарьте. Полученный остаток, *соль*, — продукт, который получился при замещении водорода кислоты металлом. Соль растворена в воде, так как мы брали кислоту, разбавленную водой. ■

Опыты показывают, что из взятых нами кислот серная и соляная — *сильные* кислоты, сильно действующие на металлы, метафосфорная же кислота — кислота *слабая*, медленно реагирующая с металлами.

Кроме того, и металлы по отношению к одной и той же кислоте ведут себя различно. Один из взятых металлов — медь — совсем не вступает в реакцию с разбавленными кислотами, остальные же обладают различной активностью — одни реагируют с кислотами очень сильно, другие — слабее. Из взятых нами металлов наиболее энергичен магний, который вытесняет водород без нагревания даже из слабой метафосфорной кислоты.

Металл, вступая в реакцию с кислотой, вытесняет водород из кислоты. Образуется **соль** этого металла и кислоты. Например:

Zn	+	H_2SO_4 серная кислота	=	$ZnSO_4$ серноцинковая соль	+	H_2
Zn	+	$2HCl$ соляная кислота	=	$ZnCl_2$ соль — хлористый цинк	+	H_2
Zn	+	$2HPO_3$ метафосфорная кислота	=	$Zn(PO_3)_2$ метафосфорноцинковая соль	+	H_2
2Al	+	$6HCl$ соляная кислота	=	$2AlCl_3$ соль — хлористый алюминий	+	$3H_2$
Fe	+	$2HCl$ соляная кислота	=	$FeCl_2$ соль — хлористое железо	+	H_2
Mg	+	$2HCl$ соляная кислота	=	$MgCl_2$ соль — хлористый магний	+	H_2

Подобные же реакции происходят и в других случаях, причем получаются соли и водород.

Формулу каждой соли можно рассматривать, как состоящую *из двух частей:* 1) металла и 2) части, остающейся от кислоты после замены

ее водорода металлом. Это так называемый **кислотный остаток.** В нижеследующих примерах кислотный остаток выделен жирным шрифтом:

HCl соляная кислота	$NaCl$ хлористый натрий
HNO_3 азотная кислота	KNO_3 азотнокалиевая соль
H_2SO_4 серная кислота	$CaSO_4$ сернокальциевая соль

Число атомов водорода кислоты, замещаемых металлом, определяет **валентность кислотного остатка.** Остатки (NO_3) и (Cl), соответствующие азотной кислоте HNO_3 и соляной кислоте HCl, — одновалентны. Остаток (SO_4), соответствующий серной кислоте H_2SO_4, — двувалентен и т. д.

Бывают кислотные остатки и трех- и четырехвалентные, но с соответствующими кислотами мы пока иметь дела не будем. Кислоты с одновалентным остатком называют часто одноосновными, с двувалентным — двуосновными и т. д. **Основность кислоты** *определяется числом атомов водорода, которые могут быть замещены металлом.*

Следует отметить, что существует целый ряд *кислот*, в состав которых *входит кислород* и которые, однако, *не являются гидратами ангидридов*, т. е. соединениями окислов с водой. Примерами таких кислот могут быть так называемые *органические* кислоты, как уксусная кислота $H_4C_2O_2$, содержащаяся в уксусе, яблочная кислота $H_6C_4O_5$, содержащаяся в яблоках, стеариновая кислота $H_{36}C_{18}O_2$ (обыкновенный стеарин, из которого делают свечи) и т. п.

Эти кислоты отличаются еще тем, что в них в большинстве случаев только часть атомов водорода может замещаться металлом с образованием соли, т. е. их *основность меньше, чем число атомов водорода.* Так, в уксусной и в стеариновой кислотах только один атом водорода замещается металлом — это кислоты одноосновные, в яблочной кислоте только два атома — это кислота двуосновная.

Мы будем изображать подобные кислоты, вынося водород, способный замещаться металлом, за скобки:

Уксусная кислота — $H(H_3C_2O_2)$
Яблочная „ „ $H_2(H_4C_4O_5)$
Стеариновая „ „ $H(H_{35}C_{18}O_2)$

Зная валентность металла и валентность кислотного остатка, нетрудно составить формулу соответствующей соли, соблюдая те же правила, которые мы установили для составления формул окислов и гидратов окислов металлов. Так, например, формулы солей в вышеприведенных (стр. 101) равенствах реакций составлены следующим образом:

$$\overset{II}{Zn}\overset{II}{SO_4},\ \overset{II}{Zn}\overset{I}{Cl_2},\ \overset{II}{Zn}(\overset{I}{PO_3})_2.$$

Если взять соли ортофосфорной кислоты H_3PO_4, то их формулы составляются таким образом:

$$\overset{I}{K_3}\overset{III}{PO_4},\ \overset{II}{Ca_3}(\overset{III}{PO_4})_2,\ \overset{III}{Al}\overset{III}{PO_4}\ \text{и т. д.}$$

Названия солей кислородных кислот слагаются из названия кислоты, которой данная соль соответствует, и из названия металла, например: серноцинковая соль $ZnSO_4$, углекальциевая соль $CaCO_3$, азотнонатриевая соль $NaNO_3$. Иногда применяются и такие названия: сернокислый цинк, углекислый кальций, азотнокислый натрий. Мы будем пользоваться общепринятыми названиями первого типа.

Названия солей бескислородных кислот, состоящих из водорода и неметалла, как соляная кислота HCl, сероводородная H_2S и т. п., слагаются из названия неметалла, взятого в виде прилагательного, и из названия металла: хлористый натрий $NaCl$, хлористый кальций $CaCl_2$, сернистый цинк ZnS.

Упражнение. Прочитайте названия следующих солей. О названиях металлов справляйтесь в таблице на стр. 59, о названиях кислот — на стр. 99 и 100.

K_2SO_4	$FeSO_4$	MgS	$NaPO_3$	$AlCl_3$
$NaNO_3$	Na_2SO_4	$MgSO_3$	$CaSO_4$	Al_2S_3
$ZnSO_3$	$AgCl$	$MgSO_4$	$BaCO_3$	$ZnCl_2$
$MgCO_3$	$Ca(NO_3)_2$	$Al(NO_3)_3$	Ag_2SO_3	$HgSO_4$

Кроме научных названий, для многих солей сохранились еще старинные, обыденные названия, как, например: купоросы ($CuSO_4$, серномедная соль — медный купорос и $FeSO_4$, серножелезная соль — железный купорос), селитра (KNO_3, азотнокалиевая соль), сода (Na_2CO_3, угленатриевая соль) и другие.

Упомянем еще: поташ (K_2CO_3, углекалиевая соль), ляпис ($AgNO_3$, азотносеребряная соль), сулему ($HgCl_2$, хлорная ртуть). Некоторые соли называются по имени ученого, открывшего данную соль, как бертолетова соль ($KClO_3$, хлорноватокалиевая соль), глауберова соль (Na_2SO_4, сернонатриевая соль); по месту получения, например: чилийская селитра ($NaNO_3$, азотнонатриевая соль); по некоторым характерным свойствам, как горькая соль ($MgSO_4$, серномагниевая соль).

Необходимо отметить, что в химической литературе часто встречаются названия солей третьего типа (наиболее рациональные). Это — названия, *построенные по образцу иностранных названий*, где за основу берутся латинские названия кислоты и металла, например: сернонатриевая соль Na_2SO_4 может быть названа — сульфат натрия или натрий-сульфат (ацидум сульфурикум — серная кислота), азотнонатриевая $NaNO_3$ — нитрат натрия или натрий-нитрат (ацидум нитрикум — азотная кислота) и т. д. Приводим для справок подобные названия солей важнейших кислот:

Азотной HNO_3 — нитраты	Ортофосфорной H_3PO_4 — фосфаты
Азотистой HNO_2 — нитриты	Марганцовой $HMnO_4$ — перманганаты
Метафосфорной HPO_3 — метафосфаты	Уксусной $H(H_3C_2O_2)$ — ацетаты
Хлорноватистой $HClO$ — гипохлориты	Муравьиной $H(HCO_2)$ — формиаты
Хлористой $HClO_2$ — хлориты	Щавелевой $H_2C_2O_4$ — оксалаты
Хлорноватой $HClO_3$ — хлораты	Стеариновой $H(H_{35}C_{18}O_2)$ — стеараты
Хлорной $HClO_4$ — перхлораты	Соляной HCl — хлориды
Серной H_2SO_4 — сульфаты	Плавиковой H_2F_2 — фториды
Сернистой H_2SO_3 — сульфиты	Бромистоводородной HBr — бромиды
Угольной H_2CO_3 — карбонаты	Синильной HCN — цианиды
Кремниевой H_2SiO_3 — силикаты	Сероводородной H_2S — сульфиды
Хромовой H_2CrO_4 — хроматы	

Для того чтобы напрактиковаться в *составлении формул* солей по названию, следует сначала составлять формулы солей без равенства реакции, принимая во внимание только валентности металлов и кислотных остатков.

Упражнение. Составьте формулы следующих солей:

1. Серномедная
2. Азотноцинковая
3. Серножелезная
4. Азотноалюминиевая
5. Угленатриевая
6. Сернокалиевая
7. Углесеребряная
8. Азотнобариевая
9. Сернамагниевая
10. Серноцинковая
11. Углекалиевая
12. Углекальциевая
13. Фосфорнохромовая
14. Хлористый цинк
15. Сернистый свинец
16. Серносвинцовая
17. Сернохромовая
18. Хлорный хром

Названия солей металлов с *переменной валентностью* различаются следующим образом: соли бескислородных кислот различают *по окончанию прилагательного:*

$\overset{III}{Fe}\overset{I}{Cl_3}$ — хлорное железо

$\overset{II}{Fe}\overset{I}{Cl_2}$ — хлористое железо

$\overset{II}{Cu}\overset{I}{Cl_2}$ — хлорная медь

$\overset{I}{Cu}\overset{I}{Cl}$ — хлористая медь и т. д.

Соли других кислот различают прибавкой слов „окисная соль", или „соль окиси", — для солей металлов с высшей валентностью и „закисная соль", или „соль закиси", — для солей металлов с низшей валентностью.

Например, $CuSO_4$ — окисная серномедная соль, или серномедная соль окиси, $FeSO_4$ — закисная серножелезная соль, или серножелезная соль закиси, $Fe_2(SO_4)_3$ — окисная серножелезная соль, или серножелезная соль окиси и т. д.

Упражнение. Составьте формулы следующих солей:

1. Серномедная, окисная
2. Азотноцинковая
3. Хлористый алюминий
4. Сернокалиевая
5. Ортофосфорножелезная, окисная
6. Угленатриевая
7. Сернистомедная, закисная
8. Хлорная медь
9. Сернистый барий
10. Метафосфорнокальциевая
11. Ортофосфорносеребряная
12. Азотнокалиевая
13. Уксусножелезная, закисная
14. Сернистый натрий
15. Сернистонатриевая
16. Сернонатриевая
17. Углекальциевая
18. Углекалиевая
19. Хлористый свинец
20. Ортофосфорнокальциевая
21. Углебариевая
22. Сернохромовая
23. Уксусносвинцовая
24. Азотномедная, окисная
25. Хлорное железо
26. Хлористое железо
27. Сернистый марганец
28. Серномагниевая
29. Серножелезная, закисная

При замещении водорода кислоты металлом бывают случаи, когда металл замещает не все атомы водорода, а только *часть их*. Например, натрий Na и серная кислота H_2SO_4, кроме соли Na_2SO_4, образуют еще соль $NaHSO_4$, где только один из двух атомов водорода замещен металлом. Подобные же соли известны и для других кислот. Это так называемые **гидросоли**, или кислые соли. В отличие от гидросолей, соли, где весь водород кислоты замещен металлом, называют **нормальными солями** или *средними солями.*

Упражнение. Составьте формулы солей: гидросерносеребряная, гидроугленатриевая, гидросернокалиевая.

Если кислота дву- или многоосновная, то при образовании соли часть атомов водорода в молекуле кислоты может быть замещена одним метал-

лом, часть — другим. Получаются так называемые **двойные соли.** Например, $\overset{I}{K}\overset{I}{Na}\overset{II}{SO_4}$ — двойная сернокалиевонатриевая соль, $\overset{I}{Na}\overset{II}{Ca}\overset{III}{PO_4}$ — двойная ортофосфорнонатриевокальциевая соль, $\overset{I}{K}\overset{III}{Al}\overset{II}{(SO_4)_2}$ — двойная сернокалиевоалюминиевая соль, иначе называемая „квасцы".

Упражнение. Составьте формулы следующих двойных солей: углекалиевосеребряная, ортофосфорнонатриевоцинковая, сернонатриевохромовая.

Научившись составлять формулы солей, перейдем теперь к рассмотрению различных реакций образования солей.

6. Взаимодействие между солью и металлом. Подобно тому как металл замещает в кислоте водород, металл может замещать в соли другой металл.

■ *Опыт 1.* Налейте в две пробирки до половины раствора серномедной соли, или медного купороса, $CuSO_4$.

В одну пробирку положите несколько кусочков цинка, в другую — вычищенный гвоздь и железных опилок (гвоздь берется для того, чтобы лучше видеть слой выделяющейся меди). Пробирки встряхивайте до тех пор, пока синий цвет медного купороса не пропадет.

Профильтруйте растворы и обратите внимание на их цвет. Раствор, где встряхивался цинк, бесцветен. Раствор, где встряхивалось железо, светлозеленого цвета. ■

Синий цвет раствора медного купороса пропадает потому, что цинк и железо вытесняют из медного купороса медь, образуя соли серной кислоты:

$$CuSO_4 + Zn = ZnSO_4 + Cu$$
$$CuSO_4 + Fe = FeSO_4 + Cu.$$

Цинковый купорос $ZnSO_4$ — бесцветен. Железный купорос $FeSO_4$ — светлозеленого цвета.

Медь осаждается на цинке или на железе, а отчасти выделяется в виде хлопьев.

Подобные же реакции замещения идут между цинком и азотносвинцовой солью, между медью и хлорной ртутью $HgCl_2$, между медью и азотносеребряной солью.

Задача. Напишите равенства перечисленных реакций.

■ *Опыт 2.* Влейте в стакан 20 *см*³ 0,4%-го раствора *уксусносвинцовой соли,* долейте водой почти доверху и размешайте.

На края стакана положите лучинку и повесьте на лучинку пластинку цинка, загнув ее крючком. Конец пластинки должен опускаться до середины стакана.

Через некоторое время на цинке появятся кристаллы свинца, которые через 1—2 часа разрастаются в ветвистую массу, носящую название „сатурново дерево" (сатурн — старинное название свинца).

Напишите равенство реакции. Уксусная кислота — одноосновная $H(H_3C_2O_2)$. ■

Реакцией замещения иногда пользуются в технике для извлечения металлов из растворов их солей, например, ценные металлы — ртуть, серебро — замещают

в ртутных и серебряных солях менее ценными — медью или железом — и получают металлические ртуть и серебро.

Следует отметить, что не всякий металл может вытеснить из соли любой другой металл.

Металлы и водород по их способности вытеснять друг друга можно расположить в следующий ряд:

K, Na, Ca, Mg, Al, Zn, Cr, Fe, Pb, H, Cu, Hg, Ag, Au.

Ряд начинается с наиболее активных металлов и кончается наименее активными. Каждый металл этого ряда вытесняет все следующие, но не вытесняет предыдущие. Металлы, стоящие до водорода, вытесняют водород из кислот; стоящие после водорода — не вытесняют.

7. Взаимодействие кислот с окислами металлов. Соли могут получаться при реакции между кислотой и окислом металла.

■ *Опыт.* В фарфоровую чашку налейте $^1/_2$ пробирки разбавленной серной кислоты. Нагрейте ее и прибавляйте порошок окиси меди небольшими порциями. Не прибавляйте новой порции окиси меди, пока не „растворится" предыдущая. Раствор не кипятите, а только нагрейте. Когда окись перестанет „растворяться", отфильтруйте горячий раствор от оставшегося порошка в стакан и оставьте охлаждаться. Наблюдайте образование кристаллов. ■

При нагревании окиси меди с серной кислотой окись меди постепенно исчезает, как бы растворяется, а раствор окрашивается в синий цвет. Здесь, однако, идет не обыкновенное растворение, а происходит сначала реакция между окисью меди и серной кислотой:

$$CuO + H_2SO_4 = CuSO_4 + H_2O.$$

Получается серномедная соль и вода, а затем образующаяся соль растворяется в той воде, в которой была растворена кислота. Из раствора, при его охлаждении, выпадают кристаллы соли.

Этим же способом, т. е. взаимодействием кислот с окислами металлов, можно получать и другие соли.

Ниже предлагается написать ряд равенств реакций между окислами металлов и кислотами. При составлении этих равенств, как и в дальнейшем, следует придерживаться *следующих правил.*

1. Написать формулы веществ, *вступающих в реакцию,* — кислоты и окисла металла, причем, составляя формулу окисла металла, *припомнить валентности* металла и кислорода (стр. 95—96).

2. Написать правильно формулы *веществ получающихся,* в данном случае — соли и воды, пользуясь знанием валентностей металла и кислотного остатка и не считаясь с тем, имеется ли в левой части равенства достаточное число атомов элементов, входящих в состав полученных веществ.

Только после этого приступить, если потребуется, к уравниванию коэфициентов.

Упражнение. Напишите равенства реакций между:

1. Окисью кальция и серной кислотой. 2. Окисью натрия и сернистой кислотой. 3. Окисью алюминия и соляной кислотой. 4. Окисью цинка и азотной кислотой. 5. Окисью хрома и серной кислотой. 6. Окисью кальция и ортофосфорной кислотой. 7. Окисью свинца и азотной кислотой. 8. Окисью меди и соляной кислотой. 9. Окисью ртути и азотной кислотой. 10. Окисью калия и угольной кислотой. 11. Окисью хрома и метафосфорной кислотой.

Реакцию между окислом металла и кислотой применяют на практике для получения солей таких металлов, которые непосредственно водород из кислот не вытесняют, как медь Cu, ртуть Hg и др.

При этом часто используют отходы металлопромышленности, как опилки, обрезки и стружки, а также образовавшиеся при плавке металлов окислы, так называемый „угар". Отходы металла подвергаются обжигу в печах, в которые продувают воздух, а затем полученные окислы, обрабатывают кислотами и получают соответствующие соли. Химия содействует, таким образом, рационализации производства в металлопромышленности — используются малоценные отходы.

8. Взаимодействие кислот с гидратами окислов металлов. Для получения соли вместо окисла металла можно взять гидрат окисла.

■ *Опыт.* Поместите в пробирки, приготовленные преподавателем, гидрат окиси меди $Cu(OH)_2$ и гидрат окиси алюминия $Al(OH)_3$. Прибавьте в каждую пробирку понемногу кислоты, например, соляной; вы замечаете, что осадок растворяется. Между гидратом окисла металла и кислотой происходит реакция, легко идущая при обыкновенной температуре:

$$Cu(OH)_2 + 2HCl = CuCl_2 + 2H_2O.$$

Напишите равенство реакции между $Al(OH)_3$ и HCl. ■

При реакции между гидратом окисла металла и кислотой получаются *соль* и *вода.*

Упражнение. Напишите равенства следующих реакций.

1. Гидрат окиси меди и соляная кислота. 2. Гидрат окиси алюминия и азотная кислота. 3. Гидрат окиси калия и серная кислота. 4. Гидрат окиси магния и ортофосфорная кислота. 5. Действие углекислого газа на известковую воду (раствор едкой извести, стр. 97). При этом углекислый газ сначала вступает в реакцию с водой, а затем образовавшаяся кислота реагирует с известью.

Из предыдущего мы видим, что для первого овладения составлением равенств химических реакций, или *химическим языком,* нужно запомнить очень немного: формулы небольшого числа кислот, валентность 7 металлов (3 одновалентных, 2 трехвалентных, 2 с переменной валентностью) и валентности кислорода и гидроксила. Твердо запомнив это небольшое число данных и достаточно попрактиковавшись, легко научиться самостоятельно и сознательно составлять формулы и равенства.

Ни в коем случае не следует стараться запоминать равенства с коэфициентами даже тем, у кого хорошая память, а необходимо *научиться* правильно их составлять. Этим значительно облегчится дальнейшая работа. Очень важно избегать плохих привычек, от которых потом трудно отучаться. Никогда, например, не следует называть, как это склонны делать учащиеся, число атомов или молекул в равенстве — числом „частей" или ставить коэфициенты раньше, чем написаны формулы веществ получающихся.

Упражнение. Для того чтобы закрепить навыки в составлении равенств реакций рассмотренных случаев образования солей, предлагается проделать следующее упражнение, где реакции даны не по отдельным типам, а вразбивку.

1. Магний и соляная кислота. 2. Алюминий и серная кислота. 3. Азотнортутная соль и медь. 4. Едкое кали и азотная кислота. 5. Окись ртути и азотная кислота. 6. Окись хрома и соляная кислота. 7 Хлористый магний и натрий. 8. Окись цинка и ортофосфорная кислота. 9. Окись калия и сернистая кислота. 10. Гидрат окиси свинца и азотная кислота. 11. Гидрат окиси кальция и мета-

фосфорная кислота. 12. Окись серебра и азотная кислота. 13. Гидрат окиси меди и серная кислота. 14. Окись алюминия и серная кислота. 15. Окись калия и ортофосфорная кислота. 16. Хлорная ртуть и цинк. 17. Натрий и серная кислота. 18. Гидрат окиси калия и метафосфорная кислота. 19. Гидрат окиси хрома и азотная кислота. 20. Хлорный хром и цинк. 21. Гидрат окиси бария и серная кислота. 22. Едкий барит и азотная кислота.

Перейдем теперь к дальнейшим случаям образования солей.

9. Реакция обмена между двумя солями. При этой реакции соли меняются своими металлами и образуют две новые соли.

■ ***Опыт 1.*** Возьмите в пробирку немного раствора *сернонатриевой* соли Na_2SO_4 и прилейте столько же раствора *хлористого бария* $BaCl_2$. ■

Получается нерастворимый в воде осадок сернобариевой соли $BaSO_4$:

$$Na_2SO_4 + BaCl_2 = BaSO_4 + 2NaCl.$$

Поваренная же соль NaCl остается в растворе. Если раствор профильтровать, то на фильтре останется сернобариевая соль, а в жидкости, прошедшей сквозь фильтр, в *фильтрате,* будет раствор поваренной соли. Если осадок на фильтре промыть водой, приливая ее несколько раз и давая ей каждый раз стечь, и затем высушить, — мы получим чистую сернобариевую соль.

Если фильтрат выпарить, мы получим поваренную соль. Но чистую соль при этом можно получить только в том случае, если мы прильем к раствору сернонатриевой соли ровно столько раствора хлористого бария, сколько нужно *по равенству реакции.* Для этого следует сначала отвесить сухие соли в нужных количествах, затем их растворить в воде и слить полученные растворы.

Задача. Рассчитайте, сколько азотнобариевой соли нужно взять на 7,1 *г* сернонатриевой соли.

Эта реакция, однако, *применима только в том случае, если обе взятые соли растворимы, а одна из получающихся солей не растворима.* Если не соблюдать этого правила, то новую соль получить не удается. Так, при сливании растворов NaCl и KNO_3 можно было бы ждать следующей реакции:

$$NaCl + KNO_3 = KCl + NaNO_3.$$

■ ***Опыт 2.*** Слейте указанные растворы. Вы не замечаете образования новых солей. ■

Реакция не идет, потому что обе соли, которые могли бы получиться, растворимы в воде.

Упражнение. Напишите равенства реакций между следующими солями:

1. Уксусносвинцовая и сернокалиевая. 2. Хлористый барий и ортофосфорнонатриевая. 3. Серноалюминиевая и азотносвинцовая. 4. Хлорный хром и ортофосфорнокалиевая. 5. Азотносеребряная и угленатриевая.

Реакцией обмена часто пользуются на практике для получения солей.

Таким способом получается, например, желтая краска „кадмий“ — сернистый кадмий CdS. Для получения краски сливают растворы сернокадмиевой соли $CdSO_4$ и сернистого натрия Na_2S:

$$CdSO_4 + Na_2S = Na_2SO_4 + CdS.$$

Нерастворимый сернистый кадмий CdS находится в осадке.

Этим же способом получают зеленую краску, уксусномедную соль $Cu(H_3C_2O_2)_2$, сливая растворы медного купороса и уксусносвинцовой соли:

$$\underset{\text{медный купорос}}{CuSO_4} + \underset{\text{уксусносвинцовая соль}}{Pb(H_3C_2O_2)_2} = \underset{\text{уксусномедная соль}}{Cu(H_3C_2O_2)_2} + \underset{\text{серносвинцовая соль}}{PbSO_4}.$$

В данном случае нужная соль получается в растворе, а ненужная, $PbSO_4$, — в осадке. Осадок отфильтровывают, а раствор выпаривают до кристаллизации.

Может быть и такой случай реакции обмена солей, когда *обе* получающиеся соли *не растворимы*, например:

$$\underset{\text{сернощинковая соль}}{ZnSO_4} + \underset{\text{сернистый барий}}{BaS} = \underset{\text{сернобариевая соль}}{BaSO_4} + \underset{\text{сернистый цинк}}{ZnS}.$$

В осадке получается смесь $BaSO_4$ и ZnS, которая применяется на практике в качестве белой краски под названием „литопон". В СССР выстроено несколько литопонных заводов.

10. Реакция обмена между солью и кислотой. Реакция обмена может итти также *между солью и кислотой* с образованием новой соли и новой кислоты.

■ *Опыт 1.* Прилейте к раствору хлористого бария $BaCl_2$ раствор серной кислоты H_2SO_4. ■

Получается тот же самый осадок сернобариевой соли $BaSO_4$, что и при реакции с сернонатриевой солью:

$$BaCl_2 + H_2SO_4 = BaSO_4 + 2HCl.$$

В растворе остается соляная кислота HCl.

Реакцией обмена между хлористым барием и серной кислотой пользуются на практике для получения сернобариевой соли $BaSO_4$, которая применяется в качестве белой краски под названием „бланфикс".

Реакция между солью и кислотой может служить как для получения нерастворимых солей, так и для получения кислот. Например, соляная кислота получается на производстве при взаимодействии концентрированной серной кислоты с сухой поваренной солью $NaCl$ при нагревании:

$$2NaCl + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + 2HCl.$$

■ *Опыт 2.* Возьмите в пробирку несколько кристалликов поваренной соли, прилейте крепкой серной кислоты и нагрейте. У отверстия пробирки подержите лакмусную бумажку, смоченную водой. Бумажка краснеет. ■

Выделяющийся газообразный хлористый водород HCl, растворяясь в воде, дает соляную кислоту. Образующаяся при реакции сернонатриевая соль Na_2SO_4 так же, как и соляная кислота, имеет практическое применение. Эта реакция является общим способом получения многих кислот. Она применима в следующих трех случаях.

1. Когда получающаяся *кислота летуча.* При этом кислота, при помощи которой мы получаем летучую кислоту, должна быть нелетуча или мало летуча. Такой кислотой является обычно серная кислота, как в приведенном примере.

2. Когда образующаяся *кислота хорошо растворима,* а образующаяся *соль не растворима* и выпадает в осадок.

Так, например, для получения хлорноватой кислоты $HClO_3$ (мы знаем ее соль $KClO_3$ — бертолетову соль) к раствору хлорнобариевой соли $Ba(ClO_3)_2$ прибавляют серной кислоты:

$$Ba(ClO_3)_2 + H_2SO_4 = BaSO_4 + 2HClO_3.$$

Получается осадок сернобариевой соли $BaSO_4$ и раствор хлорноватой кислоты $HClO_3$, который отделяется от осадка фильтрованием.

3. Когда получающаяся *кислота не растворима* или мало растворима, а получающаяся *соль хорошо растворима.*

Примером мало растворимой кислоты может служить борная кислота H_3BO_3. При обыкновенной температуре в 100 *г* воды растворяется лишь около 3 *г* кислоты, чем и пользуются при получении борной кислоты.

Вообще реакции обмена идут до конца и могут служить для получения солей, кислот и оснований только в тех случаях, когда *одно из получающихся при обмене веществ выделяется либо в виде газа, либо в виде осадка.* Если же ни одно из получающихся веществ не выделяется, то реакция не идет до конца, и получается смесь четырех веществ, как при сливании растворов поваренной соли и азотнокалиевой соли (стр. 108).

Это правило было установлено французским ученым Бертолé (стр. 45).

Упражнение. Напишите нижеследующие равенства реакций, при которых получаются кислоты (во всех случаях даны соли летучих кислот):

1. Азотносвинцовая соль и серная кислота. 2. Хлорное железо и серная кислота. 3. Хлористый алюминий и ортофосфорная кислота. 4. Азотнохромовая соль и серная кислота. 5. Сернистое железо и соляная кислота.

11. Реакция обмена между солью и щелочью (получение оснований). Если на растворы солей действовать растворами щелочей, т. е. растворимых в воде гидратов окислов металлов, то происходит реакция обмена, при которой получаются новая соль и новый гидрат окисла металла.

■ ***Опыт 1.*** Прилейте к раствору медного купороса $CuSO_4$ раствор едкого натра NaOH. ■

Получается осадок гидрата окиси меди $Cu(OH)_2$:

$$CuSO_4 + 2NaOH = Cu(OH)_2 + Na_2SO_4.$$

Сернонатриевая соль остается в растворе.

Этой реакцией обыкновенно пользуются на практике для получения нерастворимых в воде гидратов окислов металлов — оснований.

■ ***Опыт 2.*** Прилейте раствор едкого натра NaOH к раствору хлорного железа $FeCl_3$. ■

Получается осадок гидрата окиси железа $Fe(OH)_3$:

$$FeCl_3 + 3NaOH = Fe(OH)_3 + 3NaCl.$$

■ ***Опыт 3.*** То же проделайте с раствором серномагниевой соли $MgSO_4$. Напишите равенство реакции. ■

Упражнение. Напишите равенства реакций между следующими веществами:

1. Азотнохромовая соль и едкий барит. 2. Хлористый магний и гидрат окиси калия. 3. Хлористый алюминий и едкий натр 4. Азотноцинковая соль и гидрат окиси бария. 5. Уксуснохромовая соль и едкое кали.

12. Растворимость солей и оснований. Для того чтобы пользоваться реакцией обмена для получения солей и оснований на практике, необходимо знать, какие из них *растворимы* и какие *не растворимы* в воде. Данные относительно растворимости солей и оснований приведены в нижеследующей таблице.

ТАБЛИЦА РАСТВОРИМОСТИ СОЛЕЙ И ОСНОВАНИЙ В ВОДЕ.

Остатки	Металлы																	
	I K	I Na	II Ba	II Ca	II Mg	III Al	III Cr	II Fe	III Fe	II Mn	II Zn	I Ag	I Hg	II Hg	II Cu	II Pb	III Bi	II Sn
I OH	р	р	р	м	м	н	н	н	н	н	н	—	—	—	н	н	н	н
I Cl	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	н	н	р	р	м	—	р
II S	р	р	р	м	р	—	—	н	—	н	н	н	н	н	н	н	н	н
II SO_3	р	р	н	н	н	—	—	н	—	н	н	н	н	н	н	н	н	—
II SO_4	р	р	н	м	р	р	р	р	р	р	р	м	м	р	р	н	р	р
III PO_4	р	р	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н
II CO_3	р	р	н	н	н	—	—	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	—
II SiO_3	р	р	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	—	—	н	н	—	—
I NO_3	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	—
I $H_3C_2O_2$	р	р	р	р	р	м	р	р	р	р	р	р	м	р	р	р	р	р

В левом столбце даны гидроксил и кислотные остатки, в верхней строке — металлы. Римские цифры означают их валентности. В клетках на пересечении вертикальных полос, проведенных от металлов, с горизонтальными полосами, проведенными от гидроксила и от кислотных остатков, помечены растворимости соответствующих соединений.

Буква „р" означает растворимое в воде соединение, буква „н" — нерастворимое и „м" — мало растворимое. Черта в клетке означает, что данная соль не существует или разлагается водой.

Задача. Сливая растворы солей, кислот и щелочей, выданные преподавателем, наблюдайте образование или отсутствие осадков.

В каждом случае пишите равенства реакций и подчеркивайте вещество, образующее осадок, справляясь в таблице растворимости.

13. Образование соли при реакции между двумя безводными окислами. Соль можно получить, нагревая *безводный основной окисел с ангидридом кислоты.*

■ ***Опыт.*** Отвесьте 1,5 *г* окиси свинца PbO, 0,5 *г* кремниевого ангидрида (кремнезема) SiO_2 и хорошо смешайте в ступке (или получите от преподавателя готовую смесь). Поместите на конец жестяной пла-

стинки и хорошо прогрейте в пламени сильной горелки (например примуса). ■

Получается полупрозрачная стеклообразная масса кремнесвинцовой соли $PbSiO_3$, соответствующей метакремниевой кислоте H_2SiO_3:

$$PbO + SiO_2 = PbSiO_3$$

Упражнение. Напишите равенства реакций между следующими окислами: 1. Окись кальция и двуокись кремния. 2. Окись бария и серный ангидрид. 3. Окись натрия и углекислый газ.

14. Реакция нейтрализации. Нам уже известно, что от щелочей лакмус синеет, а от кислот — краснеет. [1] Лакмус изменяет свой цвет от присутствия в растворе самых ничтожных количеств щелочи или кислоты. Поэтому лакмус называют **индикатором** (указателем) щелочей и кислот.

Кроме лакмуса, известен целый ряд других красок, изменяющих свой цвет от кислот и щелочей. Так, отвар синей капусты или черники от кислот краснеет, от щелочей — зеленеет. [2]

Необходимо отметить, что на индикаторы могут действовать не только щелочи и кислоты, *но и растворы некоторых солей.* Одни соли, как, например, сода Na_2CO_3, поташ K_2CO_3, имеют *щелочную реакцию* на лакмус (стр. 97) и другие индикаторы. Эти соли *слабых кислот,* как угольная кислота, и металлов, гидраты окислов которых являются *едкими щелочами (сильные основания).*

Другие соли, как серноалюминиевая соль $Al_2(SO_4)_3$, хлористый цинк $ZnCl_2$ и др., имеют *кислую реакцию* на лакмус. Это — соли *сильных кислот* и металлов, дающих *слабые основания*, как большинство гидратов окислов металлов, не растворимых в воде.

Соли же, образованные сильными кислотами и металлами, дающими сильные основания, как сернонатриевая соль Na_2SO_4, хлористый натрий $NaCl$, азотнокалиевая соль KNO_3, — на индикаторы не действуют. Соли, не действующие на индикаторы, называются **нейтральными солями** или солями, имеющими нейтральную реакцию на индикаторы.

Нейтральные соли могут быть получены при реакции между кислотой и щелочью, например, при реакции между едким натром и соляной кислотой

$$NaOH + HCl = NaCl + H_2O$$

получается нейтральная соль $NaCl$ (поваренная соль).

■ ***Опыт 1.*** Слейте в пробирке немного раствора соляной кислоты и раствора едкого натра. ■

Образование соли незаметно, так как она хорошо растворима в воде. Но соль образовалась. Ее можно выделить, если раствор выпарить.

---

[1] Чтобы раз навсегда запомнить, как изменяется цвет лакмуса от кислот, полезен следующий мнемонический (помогающий памяти) прием: „кислота" и „красный" оба начинаются с буквы „к".

[2] Известен также целый ряд искусственно получаемых индикаторов, применяемых на практике, например: *конго,* который, обратно лакмусу — от щелочей краснеет, от кислот — синеет; *метилоранж,* который от кислот розовеет, от щелочей желтеет; *фенолфталеин,* который в присутствии кислот бесцветен, от щелочей же делается малиновым, и т. д.

Здесь только необходимо одно — чтобы вещества были взяты в надлежащих количествах, так как иначе в растворе может остаться избыток либо едкого натра, либо соляной кислоты.

Задача 1. Рассчитайте, сколько граммов едкого натра нужно отвесить для нейтрализации соляной кислоты, если известно, что в данном растворе содержится 7,3 *г* HCl.

Но можно поступить и иначе: взяв некоторый *отмеренный объем* раствора соляной кислоты, приливать затем к нему раствор едкого натра, прибавив предварительно лакмус или иной *индикатор*. Как только индикатор покажет, что раствор имеет нейтральную реакцию (лакмус сделается фиолетовым), приливание щелочи следует прекратить. Иначе одна лишняя капля щелочи даст уже щелочную реакцию на лакмус, и полученная соль будет содержать примесь едкого натра. Но и при нейтральной реакции чистую соль выпариванием раствора получить нельзя, так как к соли будет примешан взятый лакмус.

Для того чтобы получить чистую соль, нужно заметить, какой объем, т. е. сколько кубических сантиметров раствора едкого натра пришлось прибавить к данному объему раствора кислоты для получения нейтрального раствора. Тогда, слив второй раз те же растворы в том же отношении, мы получим нейтральный раствор уже без прибавления лакмуса. Выпарив этот раствор, мы выделим чистую соль.

■ ***Опыт 2.*** Возьмите в один измерительный цилиндр, или *мензурку* (рис. 91), раствор едкого натра, наполнив мензурку до верхнего деления, в другую мензурку тоже до верхнего деления налейте раствор соляной кислоты. [1]

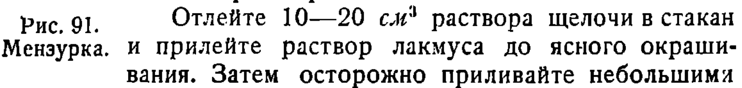


Рис. 91. Мензурка.

Рис. 92. Бюретка.

Отлейте 10—20 *см*³ раствора щелочи в стакан и прилейте раствор лакмуса до ясного окрашивания. Затем осторожно приливайте небольшими порциями раствор кислоты, все время помешивая стеклянной палочкой. Палочку не вынимайте из стакана. Приливайте, пока лакмус не приобретет фиолетовой окраски. Так как лакмус очень чувствителен и изменяет свой цвет от самого небольшого избытка щелочи или кислоты, вам, вероятно, не удастся получить фиолетовую окраску. Вы прильете кислоты больше, чем нужно. Тогда приливайте к раствору щелочь из первой мензурки, а в случае неудачи — опять кислоту.

При таком грубом отмеривании жидкостей вы можете удовлетвориться тем, что у вас от прибавления самого небольшого количества раствора цвет лакмуса будет меняться.

Закончите приливанием кислоты, так как небольшой избыток кислоты при выпаривании раствора улетучится, и соль получится почти чистая.

Заметьте, сколько было взято кислоты и сколько щелочи, слейте такие же количества уже без лакмуса и часть раствора выпарьте

---

[1] Часть звеньев учащихся может взять вместо соляной кислоты серную, часть — азотную, часть — вместо едкого натра — едкое кали.

в чашке или на куске стекла досуха. Попробуйте полученную соль на вкус.

Если в школе имеются более удобные для отмеривания жидкостей трубочки с делениями, или так называемые *бюретки* (рис. 92), воспользуйтесь ими. Как пользоваться бюретками — покажет преподаватель. ■

Образование нейтральной соли при сливании растворов щелочи и кислоты носит название — **реакция нейтрализации.**

Реакцией нейтрализации пользуются на практике при *химическом анализе* для определения количества щелочи или кислоты в растворе.

Например, для определения количества кислоты приготовляют раствор щелочи определенной концентрации и приливают его из бюретки к данному неизвестному раствору до нейтральной реакции. Затем рассчитывают, какому количеству кислоты соответствует прилитое количество щелочи.

Задача 2. Пусть к 10 *см*^{3} раствора серной кислоты неизвестной концентрации было прилито для нейтрализации 8 *см*^{3} раствора едкого натра, содержащего 4 *г* NaOH в 100 *см*^{3} раствора. Сколько граммов H_2SO_4 содержится в 100 *см*^{3} данного раствора серной кислоты?

В заключение будет полезно дать сводку всех рассмотренных случаев образования солей на примере одной соли. Так, соль $ZnSO_4$ может быть получена при следующих реакциях:

1. Между металлом и кислотой:

$$Zn + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2.$$

2. Между металлом и солью:

$$Zn + CuSO_4 = ZnSO_4 + Cu.$$

3. Между окисью металла и кислотой:

$$ZnO + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2O.$$

4. Между окисью металла и ангидридом кислоты:

$$ZnO + SO_3 = ZnSO_4.$$

5. Между гидратом окиси металла и кислотой:

$$Zn(OH)_2 + H_2SO_4 = ZnSO_4 + 2H_2O.$$

6. Между двумя солями:

$$ZnCl_2 + Ag_2SO_4 = ZnSO_4 + 2AgCl.$$

7. Между солью и кислотой:

$$ZnCl_2 + H_2SO_4 = ZnSO_4 + 2HCl.$$

Упражнение. Для того чтобы закрепить полученные навыки в составлении равенств реакций образования солей, напишите нижеследующие равенства, которые даны не по определенным типам реакций, а вразбивку.

1. Сероалюминиевая соль и ортофосфорная кислота. 2. Сернистое железо и серная кислота. 3. Сериомедная соль и едкий натр. 4. Азотнокальциевая соль и ортофосфорнонатриевая соль. 5. Уксусносвинцовая соль и серная кислота. 6. Гидрат окиси калия и хлорный хром. 7. Сероалюминиевая соль и гидрат окиси натрия. 8. Сернистокалиевая соль и хлористый барий. 9. Ортофосфорнонатриевая соль и хлористый барий. 10. Сероцинковая соль и азотносеребряная соль. 11. Гидрат окиси меди и соляная кислота. 12. Магний и соляная кислота.

13. Хлористый калий и азотносеребряная соль. 14. Гидрат окиси бария и ортофосфорная кислота. 15. Сернонатриевая соль и хлористый кальций. 16. Закись железа и серная кислота. 17. Азотносеребряная соль и ортофосфорная кислота. 18. Хлористый алюминий и серная кислота. 19. Окись калия и ортофосфорная кислота. 20. Хлористый свинец и серноалюминиевая соль.

15. Классификация окислов. Окислы можно разбить на две группы: солеобразующие и несолеобразующие.

А. Окислы солеобразующие. Громадное большинство окислов относится к числу солеобразующих.

Под названием „солеобразующие окислы" объединяются две уже известные нам группы окислов — *основные* окислы и *ангидриды* кислот.

а) Основные окислы. Это *окислы металлов*, которые, вступая в реакции с кислотами, дают соль и воду и которым соответствуют гидраты — основания.

б) Ангидриды кислот, или кислотные окислы. Их гидраты — кислоты. К числу кислотных окислов относится большинство окислов неметаллов.

Как уже было сказано, *валентность большинства неметаллов — переменная*. Так, сера образует ангидриды SO_2 и SO_3, где она четырехвалентна и шестивалентна (кислород двувалентен). Азот, кроме азотного ангидрида N_2O_5, где он пятивалентен, образует азотистый ангидрид N_2O_3, где он трехвалентен, и еще ряд окислов.

Подобное же разнообразие валентностей мы находим и у многих других неметаллов.

Постоянной валентностью обладают: *водород*, который всегда *одновалентен*, и *кислород*, который всегда *двувалентен*.

Не следует думать, что между окислами металлов и окислами неметаллов лежит непроходимая пропасть. Есть *металлы*, которые, помимо основных окислов, *дают и кислотные окислы*. Примерами могут служить хром Cr и марганец Mn. Их низшие окислы Cr_2O_3 и MnO — основные, высшие же, как CrO_3 и Mn_2O_7, — кислотные, ангидриды кислот:

$$CrO_3 + H_2O = \underset{\text{хромовая кислота}}{H_2CrO_4},$$

$$Mn_2O_7 + H_2O = H_2Mn_2O_8 = \underset{\text{марганцовая кислота}}{2HMnO_4}.$$

Мы встречались с солью марганцовой кислоты — марганцовокалиевой солью $KMnO_4$, дающей фиолетово-красный раствор и применяемой для обеззараживания (ее в аптеках называют по-латыни — калиум гиперманганикум); при нагревании она разлагается с выделением кислорода (стр. 30).

■ ***Опыт.*** Растворите в воде несколько кристалликов хромового ангидрида CrO_3 и к полученной хромовой кислоте прибавьте немного раствора гидрата окиси бария. Хромовобариевая соль не растворима в воде. Напишите равенство реакции. ■

Таким образом металлы, помимо того, что они замещают водород в кислотах, образуя соли, могут также входить и в состав кислотных остатков. *Резкой*, непроходимой *границы между металлами и неметаллами не существует.*

Б. Окислы несолеобразующие. К несолеобразующим[1] окислам можно отнести окислы, не являющиеся ни основными окислами, ни ангидридами, как окись углерода CO и окись азота NO, не дающие соответствующих кислот, а также перекиси.

Перекисями называют некоторые соединения металлов с кислородом, как перекись бария BaO_2, перекись натрия Na_2O_2 и др. Перекиси можно отнести к окислам только формально. На самом же деле **перекиси** — это *соли перекиси водорода* H_2O_2, которая по своим свойствам есть *слабая кислота.*

При взаимодействии перекисей металлов с кислотами, если поддерживать температуру около 0°, происходит реакция обмена, при которой получается кислота — перекись водорода. Например:

$$BaO_2 + H_2SO_4 = BaSO_4 + H_2O_2.$$

Сернобариевая соль выпадает в осадок, а перекись водорода остается в растворе.

Так как перекись водорода легко разлагается, то при обыкновенной температуре вместо перекиси водорода получаются вода и кислород:

$$2BaO_2 + 2H_2SO_4 = 2BaSO_4 + 2H_2O + O_2.$$

Перекиси металлов могут более или менее легко выделять часть кислорода, превращаясь при этом в солеобразующие окислы. Так, например, перекись бария BaO_2 при накаливании выделяет половину содержащегося в ней кислорода, превращаясь в окись бария BaO:

$$2BaO_2 = 2BaO + O_2.$$

Следует отметить, что не всякий окисел металла, содержащий больше кислорода, чем окись, является перекисью. Например, двуокись марганца MnO_2 содержит относительно больше кислорода, чем окись марганца Mn_2O_3, но ее нельзя назвать перекисью. Она не является солью перекиси водорода (не дает перекиси водорода при действии кислот), а представляет собой ангидрид марганцоватистой кислоты H_2MnO_3.

Есть и другие несолеобразующие окислы, как например, железная окалина Fe_3O_4, которую рассматривают как соединение между собой двух окислов железа, закиси и окиси:

$$FeO + Fe_2O_3 = Fe_3O_4.$$

16. Взаимная связь между окислами, основаниями, кислотами и солями. Изученные нами классы соединений находятся между собой в близкой связи. Мы можем установить целый ряд переходов одних соединений в другие.

Из *кислоты* мы можем получить *соль*, действуя на кислоту металлом, окислом металла, гидратом окисла металла. Из *соли* летучей кислоты мы можем получить *обратно кислоту*, действуя другой, менее летучей кислотой. Из *соли* можно получить *гидрат окисла металла*, действуя на раствор соли раствором гидрата окисла другого металла (соблюдая правило Бертоле, см. стр. 110). Из *соли* можно иногда получить и *окисел металла*. Так, например, нагревая азотномедную соль $Cu(NO_3)_2$, мы получаем из нее окись меди.

---

[1] Иногда их называют окислами *безразличными*.

■ *Опыт 1.* Нагрейте на конце жестяной полоски кристаллик азотномедной соли. Соль сначала плавится, затем чернеет. На пластинке остается черная окись меди. ■

При реакции выделяется двуокись азота NO_2 и кислород O_2:

$$2Cu(NO_3)_2 = 2CuO + 4NO_2 + O_2.$$

Из той же азотномедной соли можно получить *окись меди и другим путем* — сначала осадить из раствора соли едкой щелочью гидрат окиси меди:

$$Cu(NO_3)_2 + 2NaOH = Cu(OH)_2 + 2NaNO_3,$$

а затем нагреть полученный гидрат окиси. Он разлагается и чернеет даже при нагревании его в воде:

$$Cu(OH)_2 = CuO + H_2O.$$

■ *Опыт 2.* Осадите гидрат окиси меди едкой щелочью, слейте избыток раствора и оставшуюся жидкость с осадком нагрейте до кипения. Осадок чернеет. ■

Для того чтобы получить *из одной соли* данного металла его *другую соль*, также возможны разные пути. Так, например, из азотномедной соли серномедную соль можно получить нагреванием азотномедной соли с концентрированной серной кислотой, пользуясь летучестью азотной кислоты:

$$Cu(NO_3)_2 + H_2SO_4 = CuSO_4 + 2HNO_3.$$

Можно также разложить азотномедную соль нагреванием, как было указано выше, затем подействовать разбавленной серной кислотой на полученную окись меди:

$$CuO + H_2SO_4 = CuSO_4 + H_2O$$

и выкристаллизовать образовавшуюся соль.

Можно, наконец, обойтись без нагревания: действуя на раствор $Cu(NO_3)_2$ едким натром, получить осадок гидрата окиси меди $Cu(OH)_2$ и подействовать на него серной кислотой.

Задача 1. Придумайте несколько способов получения сернобариевой соли из хлористого бария.

Задача 2. Придумайте несколько способов получения из меди медного купороса, зная, что медь из серной кислоты водорода не вытесняет.

Задача 3. Придумайте два способа получения из медного купороса меди.

Кроме перечисленных нами выше способов получения солей, известны и другие. Так, например, соли *бескислородных кислот* могут получаться *непосредственным соединением металлов с неметаллами.* Мы знаем, что сернистое железо FeS получается при реакции между серой и железом, но в то же время оно является солью сероводородной кислоты H_2S и может быть получено, например, при реакции обмена серножелезной соли $FeSO_4$ с растворимой в воде натриевой солью сероводородной кислоты — сернистым натрием Na_2S:

$$FeSO_4 + Na_2S = FeS + Na_2SO_4.$$

Поваренная соль $NaCl$ может быть получена непосредственным соединением металла натрия с хлором.

Задача 4. Нижеследующую табличку перепишите в свою тетрадь и соедините черточками названия вещества, которые, вступая между собою в реакции, могут давать соли:

Металл	Неметалл
Основной окисел	Ангидрид кислоты
Основание	Кислота
Соль	Соль

Приведите по одному примеру на каждый случай и пишите соответствующие равенства.

Необходимо помнить, что *не всякая реакция*, равенство которой мы напишем совершенно правильно на бумаге, *может итти на самом деле*. Так, не каждую соль можно разложить нагреванием, не всякий окисел соединяется непосредственно с водой, не всякий металл вытесняет из кислоты водород и т. д. Очень часто возможность течения реакции можно предвидеть. Но иногда ответ на вопрос, может ли итти данная реакция, даст только опыт. Чем больше мы знаем фактов и чем лучше мы приведем их в систему, тем больше мы можем предвидеть.

ВОПРОСЫ ДЛЯ ПОВТОРЕНИЯ.

1. Что такое основность кислоты?
2. Приведите пример кислоты, у которой число атомов водорода в молекуле не соответствует ее основности.
3. Какие четыре названия можно дать соли $CuSO_4$?
4. Назовите соль $Fe(NO_3)_3$.
5. Приведите примеры гидросолей (кислых солей) и двойных солей.
6. Приведите по одному примеру на все случаи образования солей.
7. Для какой кислоты вы не знаете нерастворимых солей?
8. Соли каких кислот в большинстве случаев не растворимы?
9. Какие соли имеют кислую реакцию на лакмус и какие — щелочную? Приведите примеры.
10. Что такое нейтральная реакция? Все ли нормальные соли являются нейтральными?
11. Может ли итти до конца реакция между солями серноцинковой и азотнокалиевой?
12. Какие классы окислов вы знаете?
13. Назовите окисел, который является кислотой, и окисел, который является солью.
14. Сколько граммов поваренной соли можно получить из 80 *г* $NaOH$?
15. Как из углебариевой соли получить хлористый барий и из хлористого бария, обратно, — углебариевую соль?

XI. ГАЛОГЕНЫ.

На отделе окислов, оснований, кислот и солей мы познакомились с целым рядом *общих способов* получения различных химических соединений и научились владеть химическим языком.

Теперь мы переходим к систематическому изучению отдельных элементов, их свойств, соединений и их взаимных связей, сходств и отличий. Начнем с элемента хлора.

Хлор в природе в виде простого вещества не встречается. Но соединения хлора — хлористые металлы — очень распространены. Одно из самых распространенных соединений хлора с металлами — хлористый

натрий, или поваренная соль, NaCl. Встречается также хлористый калий KCl, хлористый магний $MgCl_2$ и другие.

Хлор в лаборатории можно получить из соляной кислоты, последняя же получается из природного продукта — поваренной соли NaCl. Поэтому мы прежде всего остановимся на поваренной соли.

1. Поваренная соль. Поваренная соль очень распространена в природе. Она встречается в виде раствора в воде морей (около 2,8%), некоторых озер и соляных источников, а также — в виде залежей каменной соли. Залежи каменной соли образовались при усыхании существовавших в отдаленные геологические эпохи морей.

СССР обладает неисчерпаемыми запасами поваренной соли. Наиболее богатые залежи *каменной соли* находятся в следующих местах СССР (см. карту в конце книги):

Брянцевские залежи в УССР, близ Артемовска; Илецкие залежи на Урале, близ г. Чкалова; Нахичеванская соль на Кавказе, в автономной Нахичеванской республике (эти залежи удовлетворяют потребность в соли всего Закавказья); Соликамское месторождение, находящееся в Свердловской области.

На юге СССР находится очень много *соляных озер*, которые содержат в растворе поваренную соль. Особенно богаты солью озера Эльтон и Баскунчак на нижней Волге (см. карту). Насколько велики запасы соли Эльтона, видно из того, что за 150 лет из него добыто 8,2 млн. *т*, но эта убыль совершенно незаметна. Баскунчак обладает еще бóльшими запасами, чем Эльтон, и его соль гораздо чище. Соль, выделяющаяся из раствора летом при испарении воды, называется *самосадочной*. Помимо того, в СССР соль добывается из воды морей: Каспийского, Черного и Азовского. Морская вода впускается в плоские бассейны, где происходит выпаривание под влиянием солнечного тепла.

На севере соль добывают выпариванием воды соляных источников на огне в больших плоских железных сосудах. Такая соль называется *выварочной*.

Соль идет в пищу, а также для консервирования скоропортящихся пищевых продуктов, как-то: мяса, рыбы, овощей и т. п.

Кроме того, поваренная соль NaCl применяется *в химической промышленности* для получения, с одной стороны, соляной кислоты HCl, хлора Cl_2 и его соединений, с другой стороны, соединений натрия: едкого натра NaOH, угленатриевой соли (соды) Na_2CO_3, сернонатриевой соли Na_2SO_4 и др., а также в целом ряде других производств.

2. Получение хлористого водорода и соляной кислоты. Соляная кислота, с которой мы неоднократно встречались, представляет раствор газообразного *хлористого водорода* HCl в воде.

Хлористый водород тяжелее воздуха. Его можно собирать по способу вытеснения воздуха. Для получения хлористого водорода действуют на поваренную соль крепкой серной кислотой.

При слабом нагревании идет реакция с образованием гидросернонатриевой соли $NaHSO_4$, иначе кислой сернонатриевой соли, или бисульфата натрия, которую в технике обыкновенно называют просто *бисульфат*:

$$NaCl + H_2SO_4 = NaHSO_4 + HCl.$$

При сильном нагревании бисульфата с поваренной солью получается нормальная соль — *сульфат* Na_2SO_4:

$$NaCl + NaHSO_4 = Na_2SO_4 + HCl.$$

Проделайте опыт получения хлористого водорода согласно первому равенству.

■ ***Опыт.*** Соберите прибор, как на рис. 93. На газоотводную трубку наденьте кусочек бумаги, чтобы он прикрывал сухую пробирку *б*, в которую вы будете собирать хлористый водород. Поместите в пробирку *а* столько поваренной соли, сколько показано на рисунке. Прилейте немного концентрированной серной кислоты и, вставив пробирку с трубкой, собирайте газ в пробирку *б*, осторожно нагревая пробирку *а*.

Через некоторое время вы заметите выделение из пробирки *б* белого „дыма". Дым получается от того, что выделяющийся хлористый водород притягивает влагу из воздуха и образует мельчайшие капельки раствора хлористого водорода в воде — соляной кислоты.

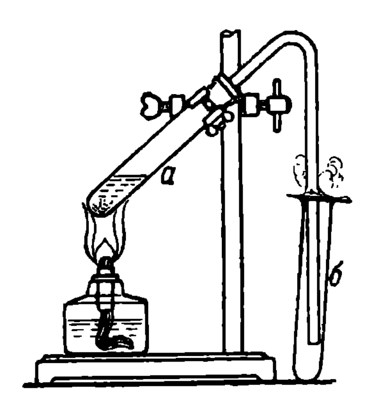
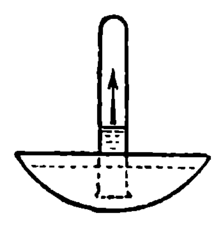


Рис. 93. Получение хлористого водорода.


Рис. 94. Хлористый водород растворяется в воде.

Когда начнется сильное выделение белого дыма, — медленно поднимите одной рукой штатив с пробиркой *а* и сейчас же закройте пробирку *б* большим пальцем другой руки. Переверните пробирку, опустите в чашку с водой и отнимите палец. Наблюдайте поднятие воды в пробирке (рис. 94). Закройте пробирку пальцем под водой, переверните и полученный раствор хлористого водорода испытайте *лакмусом.* Покраснение лакмуса показывает, что это кислота.

Подействуйте соляной кислотой на металлы магний и цинк.

Напишите равенства реакций. ■

Хлористый водород *бесцветен,* в полтора раза тяжелее воздуха, имеет ***резкий едкий запах.*** Очень ***хорошо растворяется в воде:*** при обыкновенной температуре в 1 *см*^{3} воды растворяется около 500 *см*^{3} хлористого водорода.

Насколько велика растворимость хлористого водорода в воде, легко убедиться на проделанном опыте. Если пробирка была хорошо заполнена хлористым водородом, то вода в ней быстро поднимается почти доверху.

Еще показательнее следующий опыт. Если склянку *Б* (рис. 95) наполнить хлористым водородом, соединить ее со склянкой *А* с подкрашенной синим лакмусом водой, открыть зажим *б* на соединяющем склянки каучуке *а* и, вдувая в трубку *д* воздух, ввести в склянку *Б* несколько кубических сантиметров воды, то эта вода сразу же поглощает в склянке *Б* весь хлористый водород. В склянке *Б* получается сильно разреженное пространство; давлением атмосферы вода вгоняется в склянку *Б* и бьет в ней *фонтаном*. Лакмус краснеет.

Для получения более значительного количества соляной кислоты можно воспользоваться прибором, изображенным на рис. 96. В колбе получается хлористый водород. Он проходит через три банки, в которые налита вода. Газоотводная трубка опущена в воду только в последней банке, в первых же двух — не доходит до воды. Благодаря большой растворимости хлористого водорода в воде он поглощается главным образом в первой банке. Раствор хлористого водорода в воде тяжелее воды, и в банках ясно видны струйки раствора, бегущие от концов трубок вниз.

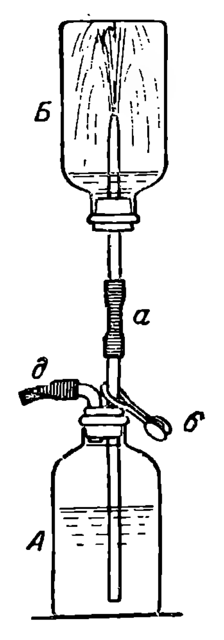
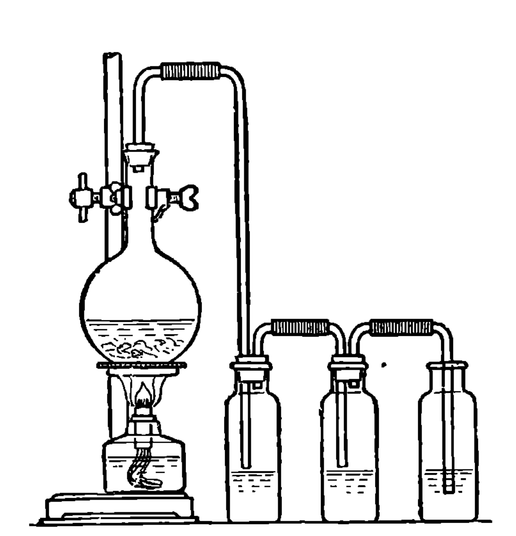


Рис. 95. Растворение хлористого водорода в воде.


Рис. 96. Прибор для получения хлористого водорода и поглощения его водой (получение соляной кислоты).

3. Заводское получение соляной кислоты. Указанный способ получения хлористого водорода применяется и на производстве. На рис. 97 дана упрощенная схема современного завода для производства соляной кислоты и сульфата.

Реакция между поваренной солью и серной кислотой происходит в чаше, сложенной из огнеупорных и кислотоупорных плит из обожженной глины. Эта чаша находится внутри печи и вместе с прикрывающим ее сводом образует как бы плоскую коробку — муфель, который снизу и сверху обогревается пламенем генераторного газа (на рис. 97 муфель показан внутри печи пунктиром).

Окружающие муфель каналы, по которым движутся накаленные продукты горения газа, на схеме не показаны.

В муфель из помещенной над печью воронки непрерывно всыпается поваренная соль, и через трубку из бака вливается серная кислота.

Имеющиеся в муфеле гребки, укрепленные на вертикальном, медленно вращающемся валу, все время перемешивают массу и перемещают ее от центра к краям муфеля. Пока масса передвигается, успевают пройти обе стадии реакции, и полученный сульфат Na_2SO_4 вываливается в шаровую мельницу. Это железный цилиндр, внутри которого вращаются рамки, перекатывающие тяжелые стальные шары. Шары разбивают и растирают сульфат, который выходит из мельницы в виде порошка и в вагонетке откатывается на склад.

Выделяющийся хлористый водород направляется в сложенную из кислотоупорных плит очистительную башню и проходит через нее снизу

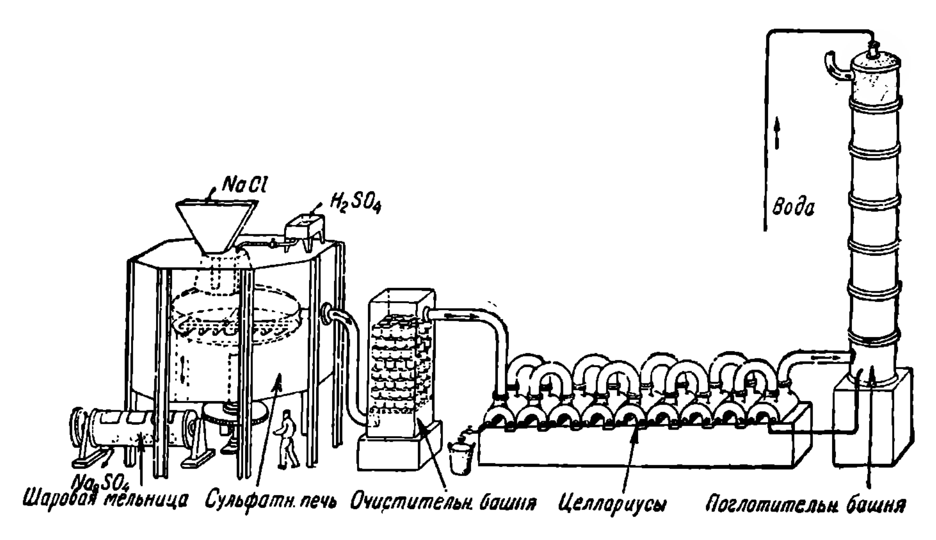


Рис. 97. Схема завода для производства соляной кислоты и сульфата.

вверх, медленно поднимаясь между наполняющими башню кусками кокса или глиняными цилиндриками („кольцами"). Благодаря большой поверхности соприкосновения газа с „насадкой" башни, газ очищается от брызгов серной кислоты, от увлеченной им из печи пыли и т. п. Очищенный и охлажденный газ поступает для растворения в ряд кислотоупорных керамиковых (из обожженной глины) сосудов, расположенных с небольшим уклоном в сторону печи. На рисунке показано 9 таких сосудов, на заводе же их бывает до 50 и больше. Эти сосуды называются по фамилии изобретателя — целлариусы.

Газ проходит по изогнутым трубам из целлариуса в целлариус над поверхностью воды, протекающей через них навстречу газу. Вода впускается сверху в стоящую в конце системы поглотительную башню, стекает вниз по наполняющим башню керамиковым шарам или цилиндрам, а затем поступает в систему целлариусов, соединенных между собою внизу стеклянными трубками (рис. 98).

Целлариусы устроены с таким расчетом, чтобы поверхность соприкосновения между водой и газом была как можно больше. На рис. 99 показано пунктиром внутреннее устройство целлариуса и уровень протекающей через него воды. Вода протекает по одной половине сосуда, затем течет в обратном направлении по другой половине, перетекает в следующий целлариус и т. д.

Таким образом в целлариусах движение газа и жидкости все время совершается *навстречу друг другу*. Чем дальше от печи, т. е. чем меньше газообразного HCl в движущейся массе газов, тем труднее он поглощается водой, но зато движущаяся навстречу почти чистая вода может удержать и эти незначительные количества газообразного HCl. Продвигаясь дальше, навстречу газам, вода все больше и больше насыщается хлористым водородом. Но так как жидкость встречает возрастающие количества газообразного HCl в движущихся газах, HCl еще продолжает растворяться в уже достаточно крепкой кислоте, которая таким образом и доводится до полного насыщения. Из последнего целлариуса вытекает уже концентрированная кислота. Этот **принцип противотока** дает возможность получить достаточно концентрированную кислоту без потери HCl и применяется в целом ряде химических производств.

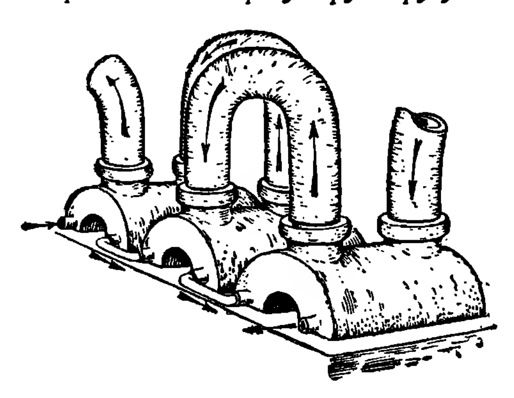


Рис. 98. Соединение целлариусов.

4. Свойства и применение соляной кислоты. В воде может раствориться до 39% HCl. [1] Концентрированная соляная кислота *дымит* на воздухе, так как из нее выделяется газообразный HCl, дающий с влагою воздуха мельчайшие капельки соляной кислоты. В совершенно сухом воздухе концентрированная кислота не дымит. Разбавленные растворы не выделяют газообразного HCl и не дымят ни в сухом, ни во влажном воздухе.

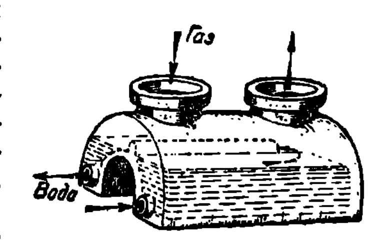


Рис. 99. Устройство целлариуса.

Для того чтобы познакомиться с *химическими свойствами* соляной кислоты, проделайте следующие опыты.

■ ***Опыт 1.*** Налейте в отдельные пробирки понемногу разбавленные растворы кислот: соляной HCl, серной H_2SO_4, уксусной $H(H_3C_2O_2)$ и других. Во все пробирки прилейте понемногу раствора азотносеребряной соли $AgNO_3$. Напишите равенство реакции, при которой получился осадок. ■

Азотносеребряная соль $AgNO_3$ дает осадок только с HCl, а с остальными кислотами осадка не дает.

---

[1] Удельный вес кислоты — 1,2.

■ *Опыт 2.* Прилейте раствор азотносеребряной соли к выданным преподавателем растворам различных солей.

Напишите равенства реакций.

Ко всем полученным осадкам прилейте азотной кислоты. Все осадки растворяются, за исключением осадка хлористого серебра $AgCl$. ■

Образование не растворимого в азотной кислоте осадка хлористого серебра есть характерный признак соляной кислоты и ее солей.

Азотносеребряную соль называют *реактивом на соляную кислоту и ее соли.*

Задача. Напишите равенства реакций между серной кислотой и следующими солями: хлористым барием, хлорным хромом, хлористым кальцием и хлористым магнием.

Соляную кислоту можно было бы получать из различных хлористых металлов, но поваренная соль является самым распространенным, самым дешевым и доступным из хлористых металлов, почему ею и пользуются на практике.

Соляная кислота имеет *применение в производстве.* Она применяется для получения хлора, белильной извести и для приготовления различных хлористых металлов, в частности — хлористого цинка $ZnCl_2$, который идет на пропитку железнодорожных шпал с целью предохранения их от гниения, и хлористого бария $BaCl_2$, применяемого для уничтожения паразитов на сахарной свекловице. Раствор хлористого цинка применяется также в паяльном деле под названием „паяльной жидкости". Этот раствор получают обыкновенно на производстве при реакции между цинком и соляной кислотой, что называется „травлением" соляной кислоты цинком. Полученный раствор хлористого цинка часто называется „травленая кислота". При нагревании паяльником вода, в которой растворен хлористый цинк, улетучивается, хлористый цинк плавится и покрывает поверхность спаиваемых металлов. При этом расплавленный хлористый цинк растворяет окислы металла и предохраняет металл от окисления кислородом воздуха. Чистая поверхность металла как бы смачивается расплавленным припоем, который хорошо пристает к металлу.

5. Хлор. Из хлористого водорода можно получить как водород, легко вытесняемый металлами, так и второй элемент, входящий в состав хлористого водорода — *хлор.* Для этого надо заместить хлор в хлористом водороде каким-нибудь другим элементом. Таким элементом является *кислород,* который энергично соединяется с водородом, но не соединяется непосредственно с хлором.

Для получения хлора из хлористого водорода можно воспользоваться *кислородом воздуха,* пропуская смесь хлористого водорода и кислорода через накаленную трубку (реакция лучше идет в присутствии катализаторов), но гораздо удобнее взять какой-нибудь *окислитель,* т. е. вещество, легко отдающее свой кислород. В качестве окислителя можно воспользоваться *бертолетовой солью* $KClO_3$ [1] или *марганцовокалиевой*

---

[1] При реакции между соляной кислотой и бертолетовой солью хлор получается с примесью двуокиси хлора ClO_2. Это вещество может разлагаться со взрывом. Поэтому никогда не следует производить опыты с большими количествами бертолетовой соли и соляной кислоты. При небольших количествах веществ опыт совершенно безопасен.

солью $KMnO_4$, которые, как известно, легко разлагаются с выделением кислорода. Можно взять также *двуокись марганца* MnO_2, которая хотя и с трудом разлагается от нагревания, но все же может являться окислителем и отдавать свой кислород.

■ ***Опыт 1.*** Возьмите в пробирку несколько кристалликов бертолетовой соли и прилейте несколько капель соляной кислоты. Берите соляную кислоту трубочкой (рис. 100 и 101). Опустите трубочку в соляную кислоту и, заткнув пальцем, выньте. Опустите трубочку в пробирку с бертолетовой солью и отнимите палец.

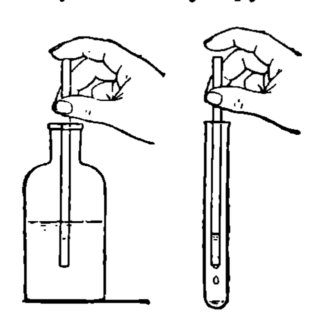


Рис. 100 и 101. Рисунки показывают, как брать жидкость из склянки при помощи трубочки.

Обратите внимание на цвет выделяющегося газа и на его запах. Нюхая газ, не подносите пробирку к носу и не втягивайте в себя выделяющийся газ, а направляйте к себе воздух от пробирки движением руки (рис. 102). Пользуйтесь всегда этим приемом и в дальнейшем, когда будете нюхать неизвестные вещества. ■

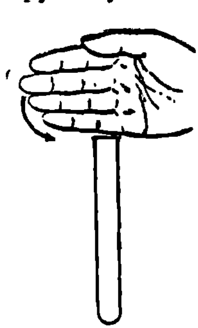


Рис. 102. Прием при нюхании неизвестного газа.

Между соляной кислотой и бертолетовой солью происходит следующая реакция:

$$KClO_3 + 6HCl = KCl + 3H_2O + 3Cl_2.$$

По своим свойствам хлор резко отличается от знакомых нам газообразных простых веществ.

Название „хлор“ происходит от греческого слова *хлорос*, что означает *желтый*. Хлор представляет собою газ *зеленовато-желтого цвета*, с пронзительным удушающим запахом. Хлор — *ядовитый газ*. В небольших концентрациях он сильно *раздражает слизистые оболочки* дыхательных путей и вызывает кашель. При вдыхании значительных количеств хлора можно отравиться насмерть. Хлор в *два с половиной раза тяжелее воздуха*. В одном объеме воды *растворяется* около 2,5 объема хлора.

В свободном виде хлор в природе не встречается.

Чтобы познакомиться с *химическими свойствами* хлора, его можно собрать в банку по способу вытеснения воздуха. Для получения хлора обыкновенно пользуются реакцией между *соляной кислотой и двуокисью марганца* MnO_2, которая является наиболее дешевым из окислителей, пригодных для получения хлора.

Реакция идет по следующему равенству:

$$4HCl + MnO_2 = MnCl_2 + 2H_2O + Cl_2.$$

Чтобы при составлении этого равенства сообразить, сколько молекул хлористого водорода надо взять, следует обратить внимание на то, что весь кислород молекулы MnO_2 переходит в молекулы воды. Следовательно, воды получается две молекулы. А отсюда в левой части равенства должно быть четыре атома водорода. Следовательно, нужно взять четыре молекулы HCl.

Все опыты с хлором, вследствие его ядовитости, проделывают в *вытяжном шкафу*, и в школе без хорошо действующего вытяжного шкафа хлор можно получать лишь в самых незначительных количествах.

■ ***Опыт 2.*** Соберите прибор, как показано на рисунке 103. Поместите в пробирку немного *двуокиси марганца* в виде крупинок и прилейте *концентрированной соляной кислоты.* Закройте пробкой с газоотводной трубкой и осторожно нагревайте. Выделяющийся хлор соберите в баночку. За баночкой держите листок белой бумаги, чтобы лучше видеть цвет хлора и следить за тем, как хлор наполняет баночку.

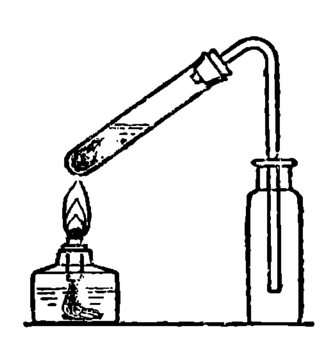


Рис. 103. Прибор для получения хлора.

Когда баночка наполнится хлором, поднимите штатив и подставьте под газоотводную трубку другую баночку, а первую закройте куском картона. Набрав четыре баночки хлора, проделайте следующие опыты.

В баночку с хлором всыпайте порошок металла *сурьмы* Sb, для чего возьмите немного порошка двумя пальцами и „растирайте“ его между пальцами над баночкой. Сурьма энергично соединяется с хлором. Она сама собой загорается в хлоре. Образуется пятихлористая сурьма $SbCl_5$.

Нагретый порошок *железа* также загорается в хлоре. Насыпьте немного порошка железа на конец полоски жести, нагрейте железо и, когда оно начнет тлеть, всыпайте его в баночку с хлором, постукивая по жестяной полоске пальцем (рис. 104).

В третью баночку с хлором внесите на ложечке для сжигания веществ в кислороде или на загнутой крючком жестяной полоске (рис. 105) очень немного *красного фосфора.* Фосфор сам собою загорается в хлоре и горит слабым пламенем, образуя треххлористый фосфор PCl_3.





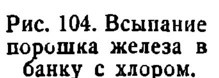


Рис. 104. Всыпание порошка железа в банку с хлором.

Рис. 105. Горение фосфора в хлоре.

В четвертой баночке наблюдайте горение *водорода.* Для этого возьмите приборчик для получения водорода (рис. 106). *Испытайте чистоту водорода!* Зажгите водород и опустите пламя в баночку с хлором. Водород горит беловатым пламенем. Цвет хлора постепенно пропадает. Получается хлористый водород HCl. Влейте в баночку воды и испытайте лакмусом. Он краснеет от получившейся соляной кислоты. ■

С хлором могут непосредственно соединяться *все металлы* (включая золото и платину) и *почти все неметаллы.* Одни из них горят в хлоре, другие соединяются более спокойно. *Исключением* является *кислород,* который, будучи очень активным элементом, тем не менее с хлором

непосредственно не соединяется. Косвенным же образом окислы хлора могут быть получены. Это вещества очень непрочные.

По своим химическим свойствам хлор является *одним из самых активных элементов.*

Следует отметить, что мы должны теперь расширить наше понятие о *горении.* До сих пор мы применяли слово „горение" только к быстро протекающей реакции между различными простыми или сложными веществами и кислородом. Теперь же мы знаем, что некоторые вещества могут гореть и в хлоре. Вообще *горением* мы можем назвать *реакцию с выделением тепла и света, происходящую между каким-либо веществом и газом, как кислород, хлор и некоторые другие газы.*

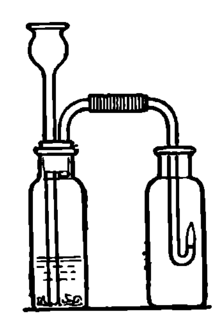


Рис. 106. Горение водорода в хлоре.

Смесь равных объемов хлора и водорода представляет *взрывчатую смесь,* подобную гремучему газу. Взрыв можно вызвать нагреванием тем или иным способом, как и взрыв гремучего газа.

Хлор и водород могут соединяться между собой постепенно и без нагревания, образуя хлористый водород. Для этого смесь должна находиться на рассеянном свету. В темноте реакция идет крайне медленно. Прямой *солнечный свет,* яркий свет магния, электрический свет действуют подобно нагреванию, вызывая взрыв смеси. С влиянием света на химические реакции мы уже встречались при изучении свойств перекиси водорода, которая на свету разлагается гораздо быстрее, чем в темноте.

Хлор не только энергично соединяется со свободным водородом, но может также и *отнимать* водород от различных водородных соединений. Если раствор хлора в воде, имеющий желтый цвет (*хлорная вода*), оставить *на свету,* то желтый цвет хлора постепенно пропадает, раствор *обесцвечивается* и из него *выделяется кислород.* В растворе же образуется вместо хлора соляная кислота:

$$H_2O + Cl_2 = 2HCl + O.$$

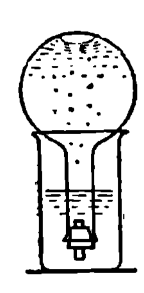


Рис. 107. Действие хлора на воду.

Для опыта можно воспользоваться прибором, изображенным на рис. 107. В колбу наливается раствор хлора в воде, и колба опрокидывается в банку с водой. Через несколько десятков дней, а при ярком освещении значительно скорее, в колбе собирается достаточное количество кислорода, который можно испытать.

Кислород, выделяемый из воды хлором, *в момент выделения* обладает гораздо более сильной окислительной способностью, чем кислород воздуха, кислород, полученный из бертолетовой соли, или тот же самый кислород, полученный из хлорной воды, но уже выделившийся из раствора. Если в хлорную воду поместить какое-либо легко окисляющееся вещество, то оно *быстро окисляется* выделяющимся кислородом. Например, если хлорную воду прилить к раствору синей краски индиго,

то краска сейчас же обесцвечивается: образуются бесцветные продукты окисления.

Если взять кусок цветной материи, например синего коленкора, и, смочив часть его водой, опустить в хлор, то материя в том месте, где она влажна, быстро обесцвечивается. Краска окисляется, материя делается белой (рис. 108).

Быстрое окисление выделяемым из хлорной воды кислородом объясняется тем, что при реакции выделяются *отдельные атомы* кислорода, которые *в момент выделения* реагируют гораздо энергичнее, чем после того как они соединятся в молекулы O_2.

Хлор применяется на практике *для беления тканей* из растительных волокон, бумаги и т. п. Беление состоит в том, что посторонние окрашенные вещества, покрывающие с поверхности растительные волокна, окисляются кислородом, освобождающимся при действии хлора на воду.

Сами по себе растительные волокна, состоящие из клетчатки, имеют белый цвет. Поэтому после окисления, разрушения покрывающих их посторонних веществ, волокна приобретают свой естественный белый цвет. Беление нужно производить с большой осторожностью, так как окисляться, разрушаться может и само волокно.

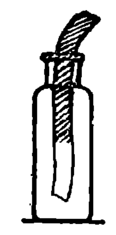


Рис. 108. Обесцвечивание коленкора хлором.

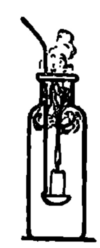


Рис. 109. Горение свечи в хлоре.

Хлор может *отнимать водород* не только от воды, но и от некоторых других водородных соединений.

Так, например, если в сосуд с хлором опустить зажженную *стеариновую свечу* (рис. 109), то свеча продолжает гореть в хлоре тусклым красноватым пламенем, выделяя большое количество дыма. Напомним, что стеарин, или стеариновая кислота (стр. 102), есть одноосновная кислота состава $H(H_{35}C_{18}O_2)$.

Хлор при этой реакции соединяется только с водородом стеарина, углерод же с хлором не соединяется и не выделяется в виде угля, копоти. Кислород дает с углеродом CO_2.

Если в банку с хлором опустить бумажку, смоченную *скипидаром*, то скипидар сам собою воспламеняется в хлоре и дает большое количество копоти.

Задача. Напишите равенства реакций горения в хлоре стеарина и скипидара. Скипидар — это смесь, состоящая, главным образом, из соединения углерода с водородом $C_{10}H_{16}$. Считайте скипидар чистым $C_{10}H_{16}$.

Хлор может вступить в реакцию с известью, образуя так называемую хлорную, или *белильную, известь*, представляющую смесь, главной составной частью которой является хлорноватистокальциевая соль $Ca(ClO)_2$.

При действии на белильную известь *кислот*, даже слабой угольной кислоты, получается *хлорноватистая кислота* $HClO$.

$$Ca(ClO)_2 + H_2CO_3 = CaCO_3 + 2HClO.$$

Хлорноватистая кислота — вещество очень непрочное и сейчас же разлагается:

$$HClO = HCl + O.$$

Получающийся *кислород в момент выделения* энергично окисляет.

Поэтому белильной известью пользуются на практике как *окислителем* вместо хлора (например для беления тканей, для дезинфекции, а также для разрушения отравляющих веществ на войне).

Следует отметить, что реакция между хлором и водой идет несколько сложнее, чем мы ее изобразили на стр. 127. При действии хлора на воду, как и при окислении белильной известью, сначала образуется *хлорноватистая кислота:*

$$H_2O + Cl_2 = HClO + HCl,$$

а затем уже HClO разлагается на HCl и кислород. В конечном же итоге получаются HCl и O, и равенство реакции может быть написано, как указано выше.

Кроме хлорноватистой кислоты, упомянем еще о *хлорноватой кислоте* $HClO_3$. Бертолетова соль $KClO_3$ является солью этой кислоты — хлорноватокалиевой солью.

6. Хлор и отравляющие вещества. Хлор был первым боевым *отравляющим веществом* (ОВ), которое было применено германскими войсками в 1915 г. во время империалистической войны в качестве *химического оружия.*

Хлор действует главным образом на *слизистые оболочки* и особенно — на дыхательные органы человека и животных. Вдыхание хлора даже в малых дозах вызывает сильное воспаление дыхательных путей, кашель и чувство удушья. Приходя в соприкосновение со слизистыми оболочками организма, хлор вступает в реакцию с влагой (водой) этих оболочек:

$$H_2O + Cl_2 = 2HCl + O.$$

Кислород *в момент выделения* действует на ткани оболочек разрушающе. Кроме того, их раздражает выделяющаяся при реакции соляная кислота. Начинается слюнотечение, слезотечение, поражение легочных пузырьков и в результате, при серьезных отравлениях, отек легких и смерть от удушения. Поэтому хлор относится к числу *удушающих* ОВ.

На войне хлор применялся для так называемых *газовых атак,* для чего он выпускался при благоприятном ветре в сторону противника из нескольких тысяч стальных баллонов одновременно. Будучи тяжелее воздуха, хлор стелется по земле и продвигается вместе с ветром в виде „газового облака", покрывающего большие пространства и губящего все попадающиеся навстречу живые существа, поскольку они не сумеют укрыться или защититься от губительного действия хлора.

Хлор как отравляющее вещество после войны нашел себе применение и в *мирной жизни,* а именно для борьбы с нашими невидимыми врагами — *болезнетворными микроорганизмами,* находящимися в воде. Питьевую воду в настоящее время во многих местах обезвреживают при помощи хлора (хлорируют). Хлор из баллонов поступает в особые аппараты, где он растворяется в воде, а оттуда полученный раствор впускается тонкой струйкой непосредственно в водопроводную магистраль с таким расчетом, чтобы на литр воды приходилось около 0,002 *г* хлора. Этого количества вполне достаточно, чтобы убить имеющиеся в воде бактерии. Вступая в реакцию с водой, хлор дает соляную кислоту, ничтожная примесь которой совершенно незаметна на вкус и безвредна.

Запасы хлора, оставшиеся от войны, были отчасти использованы для *борьбы с вредителями полей* — сусликами, поедающими громадные количества хлеба, но в настоящее время с ними борются более дешевым

и удобным средством — хлорпикрином. *Хлорпикрин*[1] при обыкновенной температуре — жидкость. Этой жидкостью пропитывают опилки, которые и вводят в норку суслика. Носить жестянку с пропитанными хлорпикрином опилками гораздо удобнее, чем тяжелый баллон с хлором.

Хлор как боевое ОВ в настоящее время потерял свое значение и в будущей войне вряд ли будет применяться, так как выработан целый ряд других ОВ, более ядовитых и легче применяемых. Но в состав большинства этих ОВ, однако, входит хлор. Поэтому он является одним из очень важных материалов военной промышленности. Хлор, например, входит в состав двух наиболее сильных ОВ—*иприта и льюисита.*[2]

Это — высококипящие и медленно испаряющиеся *жидкости*: иприт с запахом не то горчицы, не то жженой резины и льюисит с запахом герани. Из них наиболее важен иприт, или „горчичный газ", так как он особенно „стоек" и может надолго — на десятки дней и более — „заражать" местность и отравлять с ним соприкасающихся.

Иприт действует не только на органы дыхания, но и на *все тело*; на теле появляются *нарывы* и язвы.

Современными негазообразными ОВ начиняют *аэробомбы*, сбрасываемые с самолетов, и *артиллерийские снаряды.* При взрыве снарядов и бомб ОВ распыляется, садится на землю и заражает покрытую им площадь.

Еще более губительно заражение местности путем поливания ОВ из помещенных на автомобиле баков, а также рассеивание больших количеств ОВ с самолетов и заражение в течение нескольких минут громадных пространств во много гектаров. Сто граммов хлора „заражают" около 33 $м^3$ воздуха — объем примерно товарного вагона, а столько же иприта — 2000 $м^3$ — объем большого четырехэтажного дома.

Кроме иприта и льюисита, относящихся к *нарывным* ОВ, существует еще большее число других ОВ — ядовитых, удушающих, слезоточивых, чихательных и т. д., которые также могут применяться на войне.

Большинство ОВ действуют не только на живые существа, но и *на металлы*, вызывая их ржавление, а следовательно, порчу оружия, машин, приборов; ОВ заражают воду и запасы пищевых веществ, которые становятся источниками отравления.

7. Защита от отравляющих веществ. Советское правительство неоднократно и категорически высказывалось против применения ОВ с военными целями. Однако деятельная подготовка к химической борьбе в буржуазных государствах заставляет нас быть особенно бдительными. Мы должны быть готовы к самообороне во всякое время.

В настоящее время мы располагаем целым рядом *средств защиты* от *воздушно-химической опасности.*

Мы не будем касаться целого ряда активных мер защиты военного характера, стремящихся не допустить противника воспользоваться химическим оружием (бдительное наблюдение за горизонтом, обстрел зенитными орудиями, работа самолетов-истребителей и т. д.), остановимся, главным образом, на мерах защиты химического характера.

---

[1] CCl_3NO_2.

[2] В состав иприта входит еще сера: $Cl_2C_4H_8S$, в состав льюисита $Cl_3C_2H_2As$ — мышьяк As.

Прежде всего, для защиты наиболее уязвимых для ОВ частей тела — органов дыхания, ушей и глаз — придуманы *противогазы*. Устройство современных противогазов основано на поглощении газообразных ОВ углем, на удержании распыленных ОВ фильтрами и на окислении, разрушении некоторых веществ окислителями.

Поглотительную способность угля легко наблюдать на опыте.

■ ***Опыт.*** Нагрейте в пробирке 1—2 кристаллика азотносвинцовой соли $Pb(NO_3)_2$. Она разлагается, выделяя бурый газ NO_2, подобно $Cu(NO_3)_2$ (стр. 117).

Когда пробирка наполнится бурым газом, бросьте в нее несколько кусочков древесного угля, закройте пальцем и встряхните. Бурый цвет газа быстро пропадает — газ поглощается углем. ■

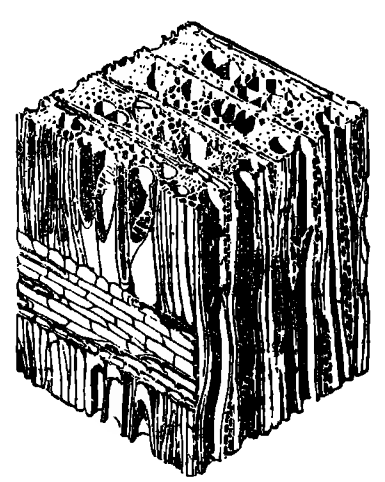


Рис. 110. Микроскопическое строение дерева.

Способность поглощать газы и пары, сгущая их на своей поверхности, или способность так называемой **адсорбции**, не есть особенность только одного древесного угля. Это свойство большинства твердых тел. В угле же эта способность особенно ярко проявляется благодаря его большой пористости.

Рассматривая кусок древесного угля, мы видим, что уголь более или менее сохраняет строение дерева, из которого он получен. На рис. 110 изображено микроскопическое строение дерева. Рисунок сделан на основании рассматривания под микроскопом древесины в различных продольных и поперечных разрезах. Древесина пронизывается многочисленными микроскопическими ходами и канальцами. Так же пористⅰ и уголь.

Благодаря пористости уголь имеет громадную поверхность, которой он адсорбирует газообразные вещества.

Путем прокаливания угля без доступа воздуха, например в токе водяных паров, из угля удаляются, по возможности, все остающиеся в нем продукты сухой перегонки дерева, чем еще больше увеличивается пористость угля и повышается его активность. Получается *активированный уголь*. Один кубический сантиметр активированного угля может поглотить около 500 $см^3$ хлора при обыкновенных условиях.

Объяснить явление адсорбции можно следующим образом. Твердое состояние вещества зависит от того, что молекулы вещества притягивают и удерживают друг друга. Если мы изобразим условно молекулы в виде шариков, то каждый шарик, находящийся внутри твердого вещества, хотя бы шарик *а* (рис. 111), испытывает со всех сторон притяжение соседних шариков и сам их притягивает. У шариков же — молекул, расположенных на поверхности твердого вещества, остается как бы неиспользованный запас энергии. Поэтому они могут притягивать и удерживать молекулы газа, пришедшие в соприкосновение с поверхностью твердого вещества.

Хорошо поглощая газы и пары, уголь не может поглощать и удерживать распыленных жидких и твердых ОВ. Для их удержания прибегают к *фильтрации воздуха* через войлок, вату и т. п.

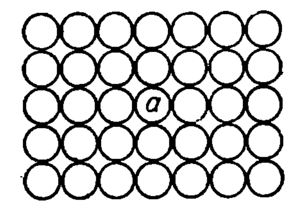


Рис. 111. Схема строения твердого вещества.

Кроме того, для разрушения некоторых ОВ в противогаз вводятся крупинки, содержащие окислители, как марганцовонатриевая соль.

На рис. 112 изображен *противогаз*, состоящий из резиновой маски со стеклянными очками и жестяной коробки, соединенной с маской широкой трубкой. В коробке имеются слои из кусочков угля, из химически действующих крупинок и фильтрующие слои, задерживающие распыленные вещества. Вдыхаемый воздух проходит через нижний клапан коробки. Выдыхаемый воздух не идет обратно через коробку, а выходит через верхний клапан.

В противогазе при не очень большой концентрации[1] ОВ можно дышать 6—7 часов, без опасности отравиться.

Противогазы делают не только для людей, но и для лошадей и собак, обслуживающих армию.

Для предохранения от нарывных ОВ, которые действуют на всю поверхность тела, приходится прибегать к *не пропускающей ОВ обуви и одежде прорезиненной* или *пропитанной маслянистыми веществами*, как, например, вареное льняное масло (олифа).

Человек, одетый в такую одежду и снабженный противогазом, может ходить по зараженной ОВ местности и принимать меры к удалению ОВ.

Для *удаления* ОВ пользуются различного рода *окислителями* и, в частности, *белильной известью* (стр. 128), которую рассевают по зараженной местности.

Некоторые ОВ разрушаются водой, известковым молоком, нагреванием (например, зараженное место поливается керосином, который зажигается) и т. д.

Помимо индивидуальной защиты от ОВ, применяется *коллективная защита* в виде *газоубежищ* — плотно закрываемых помещений, устраиваемых под землей, в подвалах и т. д.

Воздух в эти помещения накачивается *через фильтры* — ящики, наполненные теми же поглощающими и фильтрующими веществами, которые применяются в противогазах.

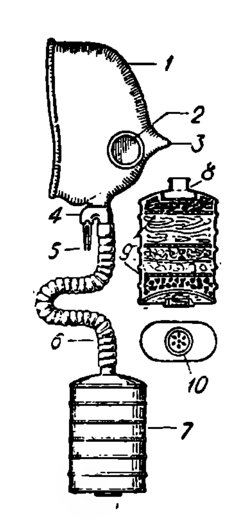


Рис. 112. Противогаз.

1 — маска. *2* — стекла (очки). *3* — отросток, выворачиваемый пальцем внутрь для протирания стекол. *4* — тройник. *5* — клапан для выдыхания. *6* — трубка. *7* — коробка. *8* — разрез коробки. *9* — решетки, разделяющие слои поглощающих веществ. *10* — коробка снизу, клапан для вдыхания.

В качестве фильтрующего материала может применяться также рыхлая, *богатая перегноем земля*.

[1] Концентрация — количество вещества в единице объема, например, 0,02 *г* в 1 $м^3$.

От ОВ необходимо оберегать запасы пищи во избежание ее заражения. Пищу хранят в плотно закрытых ящиках, завертывают в промасленную бумагу и т. д.

Металлические предметы смазываются маслом, на машины надеваются чехлы из непроницаемой для ОВ материи и т. д.

Не только красноармейцы, но и все мирное население должно быть знакомо со *средствами защиты* от ОВ и должно быть подготовлено на случай внезапного нападения.

Химическое оружие особенно страшно в условиях паники, отсутствия организации и предварительной подготовки. Этой подготовкой населения занимается Осоавиахим. Каждый учащийся должен быть членом Осоавиахима и кружка ПВХО.

8. Получение хлора в больших количествах. Для получения больших количеств хлора обыкновенно пользуются разложением поваренной соли при помощи электрического тока, или *электролизом* поваренной соли NaCl.

Если через раствор NaCl пропускать электрический ток, то на положительном электроде выделяется хлор, а на отрицательном — натрий:

$$2NaCl = 2Na + Cl_2.$$

Натрий при этом сейчас же вступает в реакцию с водой, выделяя из нее водород и образуя едкий натр.

$$2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2.$$

Все три полученных продукта электролиза — Cl_2, NaOH и H_2 — имеют промышленное значение.

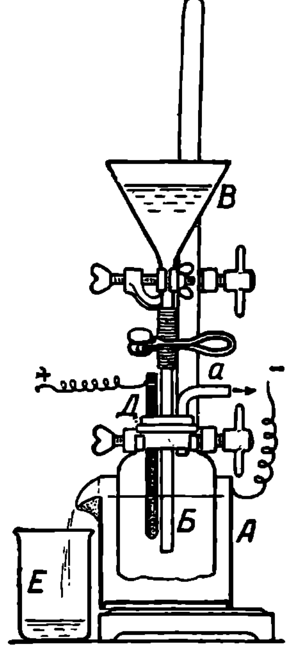


Рис. 113. Прибор для получения хлора и едкого натра.

А — жестянка (разрез) — отрицательный электрод. *Б* — колокол. *В* — воронка с раствором соли. *Д* — уголь — положительный электрод. *Е* — стакан, куда стекает едкий натр. *а* — трубка для выхода хлора.

На рис. 113 изображен прибор, при помощи которого можно понять, каким образом этот способ разложения раствора поваренной соли может применяться на практике.

В жестяную коробку *А* с раствором NaCl погружен колокол *Б*. В колокол вставлен угольный стержень *Д*, служащий положительным электродом. Коробка служит отрицательным электродом. Если замкнуть ток и через воронку *В* приливать понемногу раствор поваренной соли, то из жестянки будет вытекать в стаканчик *Е* раствор, содержащий едкий натр (лакмус в стаканчике синеет). В колоколе же собирается хлор, который по трубке *а* может быть отведен и собран в банку.

По стенкам жестянки поднимаются пузырьки водорода. Ясно, что если бы сделать у жестянки плотную крышку с отводной трубкой, то можно было бы собрать и выделяющийся при реакции между натрием и водой водород.

В *мирное время* из получаемых при электролизе NaCl продуктов наибольшее значение имеет *едкий натр*, который в громадных количествах применяется под названием каустической соды или мыльного камня, в мыловаренном производстве, а также: в производстве искусственного шелка, для очистки керосина и смазочных масел на нефтеперегонных заводах, в производстве многих органических веществ и, особенно, красителей для тканей.

Находит применение и водород (стр. 31).

Что же касается *хлора*, то, несмотря на разнообразие его мирных применений, он все же получается в избытке. Поэтому часть хлора соединяют с получающимся при электролизе водородом (сжигают водород в хлоре). Растворяя образующийся хлористый водород HCl в воде, получают очень чистую соляную кислоту.

В *случае войны* роли меняются: *хлор* требуется в очень *больших количествах*, и приходится придумывать применение едкому натру. Его можно было бы перерабатывать, например, на соду Na_2CO_3 пропусканием в раствор едкого натра углекислого газа:

$$2NaOH + CO_2 = Na_2CO_3 + H_2O.$$

ВОПРОСЫ ДЛЯ ПОВТОРЕНИЯ.

1. Где и в каком виде встречается поваренная соль?
2. Что такое хлористый водород и что такое соляная кислота?
3. Какие продукты получаются одновременно с соляной кислотой? Напишите равенства реакций.
4. Какова растворимость хлористого водорода в воде?
5. Почему хлористый водород дымит на воздухе?
6. Что является реактивом на соляную кислоту и ее соли?
7. Встречается ли хлор в природе в свободном состоянии?
8. Какую роль играет двуокись марганца при получении хлора из соляной кислоты? Напишите равенство реакции.
9. Что такое горение?
10. Как действует свет на хлорную воду?
11. Почему хлор обесцвечивает только влажную материю?
12. С каким элементом хлор непосредственно не соединяется?
13. Перечислите применения хлора.
14. Что такое ОВ?
15. Укажите меры защиты от ОВ.
16. Какие продукты получаются при электролизе поваренной соли?

9. Бром. Большое химическое сходство с хлором имеют элементы: *бром*, *иод* и *фтор*, к изучению которых мы теперь переходим.

Бром (Br, атомный вес 80) в виде простого вещества представляет в обычных условиях *тяжелую жидкость красно-бурого цвета*.

Бром сильно летуч и уже при обыкновенной температуре дает *красно-бурые пары*, имеющие резкий, очень неприятный запах, [1] похожий на запах хлора, и действующие на слизистые оболочки подобно хлору.

Жидкий бром производит сильные, долго не заживающие *ожоги*.

Бром, так же как и хлор, в свободном виде в природе не встречается.

В виде соединений (NaBr, $MgBr_2$) бром находится в ничтожных количествах в морской воде (около 0,06 *г* в 1 *л* воды), в несколько бо́льших количествах — в воде некоторых озер, как Сакское озеро в Крыму (см. карту), в воде, вытекающей из буровых скважин вместе с нефтью (около 0,2—0,3 *г* в 1 *л*), и, наконец, как примесь — в залежах солей натрия и калия, как, например, в соликамских залежах калийных солей.

При действии на бромистый натрий NaBr крепкой серной кислотой получается *бромистый водород* HBr:

$$NaBr + H_2SO_4 = NaHSO_4 + HBr.$$

---

[1] Название „бром" происходит от греческого слова „бромос" — скверный запах.

Бромистый водород — бесцветный газ, дымит на воздухе; растворяясь в воде, дает сильную *бромистоводородную кислоту*, похожую по свойствам на соляную кислоту.

Из бромистоводородной кислоты можно *получить бром* тем же способом, каким получается хлор из хлористого водорода, т. е. действием двуокиси марганца на HBr:

$$4HBr + MnO_2 = MnBr_2 + 2H_2O + 2Br.$$

В производстве, кроме этого способа, применяют еще реакцию замещения брома хлором:

$$2NaBr + Cl_2 = 2NaCl + 2Br$$
$$MgBr_2 + Cl_2 = MgCl_2 + 2Br.$$

■ ***Опыт 1.*** Прилейте к раствору бромистого натрия немного раствора хлора в воде (хлорной воды). Жидкость буреет вследствие выделения брома. ■

Бром довольно хорошо растворяется в воде.

Бром вступает в те же реакции с металлами и неметаллами, что и хлор, но он значительно *менее активен.*

Бром является ОВ, но мало применим по своей дороговизне. Бром входит также в состав некоторых ОВ (слезоточивых).

Бром широко применяется при синтезе многих органических веществ и, в частности, при приготовлении некоторых красителей и лекарственных веществ (как ксероформ, применяемый при лечении ран).

Из соединений брома большое значение имеет *бромистое серебро.* Оно легко разлагается под влиянием света с выделением металлического серебра.

■ ***Опыт 2.*** Прилейте к раствору NaBr немного раствора $AgNO_3$, отфильтруйте полученный светложелтый осадок, промойте его водой, приливая воду несколько раз на фильтр и давая стечь. Выньте фильтр, разровняйте осадок тонким слоем на фильтре и, прикрыв часть чем-нибудь непрозрачным, оставьте на свету. Через некоторое время освещенная часть начнет темнеть.

Напишите равенство реакции. ■

Бромистое серебро применяется для приготовления *фотографических* пластинок, пленок, кинолент, бумаги.

Бромистый натрий NaBr и бромистый калий KBr применяются как *лекарства*, успокаивающие нервную систему.

В царской России бром не добывался.

В СССР бром добывается из воды Сакского озера (стр. 134), из соликамских соляных отложений, а также из воды буровых скважин в нефтеносных местностях на Кавказе.

10. Иод (J, атомный вес 127). В свободном состоянии иод в природе обычно не встречается.

Соединения иода находятся в природе еще в меньших количествах, чем соединения брома — в морской воде (около 0,002 *г* в 1 *л*), в воде некоторых минеральных источников (Боржом и др.), в воде буровых скважин (0,03—0,05 *г* в 1 *л*), как и бром.

Следует отметить, что некоторые *морские водоросли*, как „морская капуста", усваивают иод, содержащийся в морской воде. Иод входит в состав их тканей.

Иод необходим и человеческому организму. Небольшие количества иода всегда содержатся в щитовидной железе.

В свободном состоянии иод — *твердое кристаллическое вещество* темного цвета с металлическим отливом.

Иод легко испаряется при обыкновенной температуре. При нагревании выделение паров усиливается.

■ ***Опыт 1.*** Осторожно нагрейте несколько кристалликов иода в пробирке.

Пробирка наполняется фиолетовыми парами иода еще до его плавления. Из паров на холодных стенках пробирки садятся кристаллы. ■

Испарение твердого вещества, а также образование кристаллов непосредственно из паров, минуя жидкое состояние, называется — возгонка или **сублимация.**

Сублимацией пользуются *для очистки* легко возгоняющихся веществ, как иод, нафталин и др.

В воде иод мало растворим, но хорошо *растворяется в спирте*, бензине, керосине, сероуглероде и в некоторых других жидкостях.

■ ***Опыт 2.*** Влейте в пробирку с кристалликами иода, получившимися в предыдущем опыте, немного воды и сильно взболтайте. Вода едва окрашивается в желтый цвет.

Слейте раствор в другую пробирку и прилейте в первую спирта (можно денатурата). Получается бурый раствор.

В пробирку с раствором иода в воде прилейте очень немного бензина или керосина и сильно взболтайте.

Всплывший слой бензина или керосина делается красным, водный раствор светлеет.

Бóльшая часть иода переходит к растворителю, в котором он растворяется лучше. ■

Спиртовый раствор иода применяется в *медицине* для дезинфекции поранений, при операциях и т. п. Этот раствор называется *иодная настойка*, в общежитии же просто — „иод".

Иод непосредственно соединяется как со многими *металлами*, так и с *неметаллами*. Эти реакции соединения с идом идут *не так легко как с бромом.*

Иодистый водород — бесцветный газ с запахом, напоминающим запах бромистого и хлористого водорода; на воздухе он дымит, подобно HCl и HBr. Сильно поглощается водой. Водный раствор иодистого водорода — кислота, весьма похожая на соляную и бромистоводородную кислоты.

Большинство *солей* иодистоводородной кислоты, т. е. иодистых металлов, растворимы в воде. Серебряная соль AgJ в воде не растворяется, подобно AgCl и AgBr.

Иод можно получить из его *солей* тем же способом, как хлор и бром.

■ ***Опыт 3.*** Смешайте в пробирке несколько кристалликов NaJ с небольшим количеством порошка MnO_2, прилейте несколько капель концентрированной H_2SO_4 и слегка нагрейте. Пробирка наполняется парами иода.

Напишите равенство реакции. ■

Разбавленный раствор *крахмального клейстера* окрашивается от небольших количеств иода в красивый интенсивный („густой") *синий цвет*. Эта реакция позволяет открывать присутствие даже самых незначительных количеств („следов") свободного иода. Крахмальный клейстер является чувствительным *реактивом* на свободный иод (соединения иода не дают такой реакции с крахмалом). Раствор иода, в свою очередь, служит реактивом на крахмал (часто применяется в ботанике).

Иод вытесняется из иодистых металлов хлором и бромом:

$$2NaJ + Cl_2 = 2NaCl + 2J$$
$$2NaJ + 2Br = 2NaBr + 2J.$$

■ ***Опыт 4.*** Приготовьте немного крахмального клейстера. Для этого щепотку картофельной муки разотрите в чашке пальцем с одним-двумя кубическими сантиметрами воды так, чтобы не было комков. Несколько капель полученной мутной жидкости влейте в пробирку с кипящей водой и прокипятите.

Растворите в пробирке кристаллик иодистого натрия или калия, прилейте несколько кубических сантиметров приготовленного раствора крахмала и несколько капель хлорной воды. Раствор синеет. ■

Вытеснение иода хлором применяется *в производстве иода.*

Иод требуется в больших количествах для *медицинских целей*, иодистый калий применяется в медицине и в фотографии.

Иод, как и бром, в царской России не добывался. В СССР иод добывается из *золы морских водорослей* (стр. 136). В СССР имеется несколько иодных заводов — на Белом море, на Баренцовом море, Тихом океане (Японском море, близ Владивостока) и на Черном море, близ Одессы (см. карту).

Кроме того, СССР является первой страной, которая использовала для добывания иода новый способ. У нас уже работает (с 1931 г.) иодный завод, добывающий иод из воды *буровых скважин* нефтеносных районов (в Нефте-Чала близ Баку, см. карту).

Этот иод обходится значительно дешевле, чем иод из золы водорослей.

Намечается постройка еще нескольких заводов в других местах, которые вполне обеспечат нас иодом и освободят от импортного иода.

11. Фтор (F, атомный вес 19). В виде простого вещества фтор представляет газ, очень сходный с хлором. Подобно хлору, брому и иоду, фтор в виде простого вещества в природе не встречается.

Важнейшим природным соединением фтора является довольно распространенный минерал — *плавиковый шпат* — фтористый кальций CaF_2.

Соединения фтора были известны уже давно, но очень долгое время не удавалось получить из них свободный фтор. Дело в том, что фтор — *самый активный из неметаллов.* Поэтому все попытки вытеснить его кислородом, подобно тому как вытесняется хлор, ни к чему не вели.

Получить чистый фтор и изучить его свойства удалось только в 1886 г. французскому ученому Муассáну (Moissan, 1852—1907). Муассан разлагал при помощи электрического тока безводный жидкий фтористый водород. Свои опыты Муассан производил в U-образном платиновом сосуде (рис. 114).

При пропускании электрического тока фтористый водород разлагается на фтор и водород; водород выделяется на отрицательном электроде, а фтор — на положительном.

В настоящее время фтор получают в медном сосуде, служащем отрицательным электродом, причем пользуются в качестве положительного электрода никкелем, а электролитом служит расплавленная соль KHF_2 (кислая соль фтористоводородной кислоты HF). Медь и никкель покрываются слоем фтористых соединений, которые предохраняют металлы от дальнейшего разрушения.

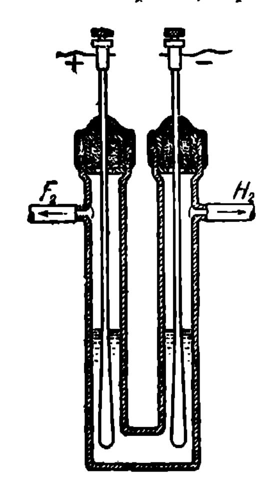


Рис. 114. Прибор Муассана.

Фтор немного *тяжелее воздуха*, окрашен, как и хлор, в *зеленовато-желтый цвет*, но гораздо менее интенсивный, чем у хлора. Имеет весьма *резкий запах.*

Вдыхание воздуха, содержащего самое незначительное количество фтора, вызывает *сильное раздражение дыхательных путей.* Действуя на кожу, он вызывает ощущение *ожога.* Фтор весьма сильно разъедает кожу.

В воде фтор растворяться не может, так как с нею бурно реагирует.

С *водородом* фтор соединяется со взрывом, даже при обыкновенной температуре и в темноте.

Все *металлы*, даже золото и платина (последние при нагревании), непосредственно соединяются со фтором.

Большинство *неметаллов* также легко соединяется со фтором.

Фтор сильно действует на стекло и на большинство *сложных веществ.*

Название „фтор“ происходит от греческого слова „фториос“, что значит разрушающий.

Латинское название фтора „флуор“ происходит от латинского названия плавикового шпата — „спатум флуорикум“. Глагол „флуере“ значит течь. Плавиковый шпат употребляется в качестве флюса (стр. 88). Он делает примеси руд более „текучими“, плавкими (откуда название — „плавиковый шпат“, „плавик“).

Сильно действуя на воду (при обыкновенной температуре и в темноте), фтор вытесняет из нее кислород, образуя фтористый водород:

$$2H_2O + 2F_2 = 4HF + O_2.$$

Фтористый водород *получается* действием концентрированной серной кислоты на фтористый кальций:

$$CaF_2 + H_2SO_4 = CaSO_4 + 2HF.$$

Реакция производится в свинцовых сосудах. Фтористый водород, как и фтор, сильно разъедает стекло, и потому в стеклянных сосудах с ним работать нельзя.

В отличие от HCl, HBr, HJ фтористый водород при обыкновенной температуре — очень летучая жидкость, кипящая уже при 20°. Пары фтористого водорода имеют *резкий запах*, напоминающий запах хлористого водорода. Пары HF *дымят на воздухе*, подобно HCl, HBr и HJ.

Раствор фтористого водорода в воде — *кислота*. Она носит название *плавиковой кислоты* и имеет много общего с соляной, бромистоводородной и иодистоводородной кислотами, но значительно слабее их и отличается ядовитостью и едкостью. Ожоги от плавиковой кислоты долго не заживают.

Плавиковая кислота употребляется на практике для *травления рисунков и надписей на стекле* и вообще для разъедания стекла. Для хранения плавиковой кислоты пользуются обыкновенно сосудами из каучука или из парафина.

Соли плавиковой кислоты, или фтористые металлы, напоминают соли кислот: соляной, бромистоводородной и иодистоводородной.

В отличие от не растворимых в воде $AgCl$, $AgBr$, AgJ, фтористое серебро AgF в воде растворяется.

Фтористый натрий NaF за последнее время начали применять как *ядовитое вещество* в борьбе с насекомыми, *вредителями* сельского хозяйства, как саранча, долгоносик и т. п.

Фтористый водород получается как *отход* при выработке фосфорных минеральных удобрений из апатитов и фосфоритов (см. ниже) и применяется для получения фтористых соединений.

12. Группа галогенов. Как мы видели, по химическим свойствам бром, иод и фтор очень сходны с хлором. Все они *неметаллы*, легко вступающие в реакцию с целым рядом веществ.

Все они дают соединения с водородом, имеющие весьма *близкие свойства*. Эти соединения — газы (фтористый водород — низко кипящая жидкость), дымящие на воздухе, обладающие резким запахом. Все эти водородные соединения растворяются в воде, образуя кислоты. Водород всех этих кислот легко может быть замещен различными металлами, причем образуются *соли*. Те же самые соли могут быть получены и непосредственным соединением соответствующих металлов с этими неметаллами.

Ввиду того, что хлор, бром, иод и фтор легко образуют соли непосредственным соединением с металлами, их называют **галогенами** (солеродами) или галоидами (от греческого слова „гальс" — соль).

Сходство галогенов далеко не исчерпывается перечисленными соединениями, оно распространяется и на другие их соединения: с серой, фосфором и т. д.

Таким образом галогены составляют совершенно определенную *группу сходных элементов*.

При сопоставлении свойств галогенов наблюдается еще следующая замечательная правильность: если расположить все галогены в некоторой последовательности на основании одного какого-либо свойства, например — атомного веса, величины удельного веса, температуры кипения, по более или менее сильному действию на воду и т. д., — то оказывается, что и целый ряд других свойств будет также изменяться

в том или другом направлении *последовательно,* от одного галогена к другому.

Так, например, самым легким галогеном является фтор, за ним следуют хлор, бром и иод. Оказывается, что в то же время фтор является наименее интенсивно окрашенным, наиболее легко кипящим, наиболее сильно реагирующим с водородом и с другими веществами, имеющим наименьший атомный вес и т. д. При этом у хлора, брома и иода все эти свойства изменяются в соответствующей последовательности (см. таблицу ниже).

В связи с этой последовательностью стоит способность галогенов *вытеснять друг друга* из соединений их с водородом и с металлами (при обыкновенной температуре): хлор вытесняется только фтором, сам же может вытеснять как бром, так и иод; бром вытесняется хлором и фтором и может вытеснять иод; иод вытесняется фтором, хлором и бромом, сам же других галогенов из их соединений с водородом и металлами не вытесняет.

Знак	Атомный вес	Удельный вес	Температура плавления	Температура кипения	Цвет вещества в газообразном состоянии	Реакция с водородом
F	19	1,108 (жидк.) при —187°	—223°	—187°	Светлый, зеленовато-желтый	Соединяется со взрывом в темноте без нагревания
Cl	35,5	1,56 (жидк.) при —34°	—101°	—34°	Зеленовато-желтый	Соединяется только на свету или при нагревании
Br	80	3,14 (жидк.) при —0°	—7°,3	+59°	Красно-бурый	Соединяется только при нагревании, соединение прочное
J	127	4,94 (тверд.) при +4°	+113°,5	+184°	Темнофиолетовый	Соединяется только при нагревании, соединение непрочное

У галогенов отчетливо видно их **химическое сходство.**

Химическое сходство в большей или меньшей степени можно найти и между другими элементами.

Элементы образуют ряд **естественных групп.** Классификация элементов по группам лежит в основе современной химии.

Будучи сходными, элементы каждой группы имеют в то же время и ряд *отличий.* На основании этих отличий элементы в группах можно располагать в определенном порядке, как мы расположили галогены. Этот порядок находится в связи с атомным весом элементов.

В дальнейшем мы будем изучать не отдельные сложные вещества, а *элементы по группам,* причем с важнейшими элементами и их соединениями будем знакомиться подробно, а для остальных элементов данной группы — отмечать лишь их сходства и отличия.

ВОПРОСЫ ДЛЯ ПОВТОРЕНИЯ.

1. Сравните свойства брома со свойствами хлора.
2. Назовите важнейшие применения соединений брома.
3. В чем хорошо растворим иод?
4. Назовите самый активный неметалл.
5. Напишите равенство реакции получения плавиковой кислоты.
6. Укажите применения соединения фтора.
7. Перечислите галогены в порядке их атомных весов.
8. Какими галогенами можно вытеснить иод из иодистых металлов?
9. Характеризуйте группу галогенов.

XII. РАСТВОРЫ.

Мы знаем, что бывают вещества хорошо растворимые, мало растворимые и нерастворимые, что в жидкостях могут растворяться и твердые вещества, и жидкости, и газы, что раствор, в котором данное вещество более не растворяется, называется насыщенным, что растворимость твердых веществ с повышением температуры обыкновенно увеличивается. Теперь мы подробнее остановимся на растворах твердых веществ в воде. С этими растворами приходится больше всего иметь дело и в нашей работе и на производстве. Обыкновенно реакции между твердыми веществами протекают в растворах.

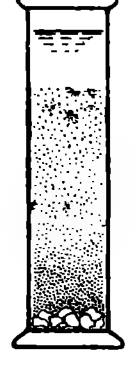


Рис. 115. Диффузия медного купороса в воде.

1. Растворение. Мы знаем, что молекулы веществ находятся в *непрерывном движении*. Этим объясняется явление **диффузии,** т. е. распространение одних веществ в других. Если в цилиндр с водой бросить кристаллы какого-нибудь растворимого вещества, то оно постепенно *диффундирует* в воде (рис. 115), пока не получится однородный раствор. Это легко наблюдать на медном купоросе, за диффузией которого можно следить благодаря его синему цвету. Диффузия в жидкостях идет гораздо медленнее, чем в газах, и длится десятки дней, но в конце концов получается совершенно *однородный раствор.*

Мы можем себе представить диффузию приблизительно таким образом: от поверхности твердого вещества отрываются одна за другой молекулы, которые затем свободно движутся в жидкости, постепенно распространяясь во все стороны среди движущихся молекул растворителя. Так как молекулы движутся непрерывно, то в конце концов они распределяются в жидкости равномерно, и получается однородный раствор. [1]

Мы можем ускорить процесс растворения вещества, если возьмем его не в виде крупных кристаллов, а в виде мелкого порошка. По мере измельчения вещества поверхность соприкосновения его с жидкостью увеличивается, и оно растворяется быстрее.

Кроме того, мы можем ускорить процесс диффузии *перемешиванием* жидкости. Растворение ускоряется также *нагреванием;* при нагревании скорость движения молекул увеличивается. Кроме того, нагреваясь, жид-

---

[1] В дальнейшем мы встретимся с целым рядом явлений, происходящих в растворе. На них мы здесь останавливаться не будем.

кость расширяется, становится легче и поднимается со дна кверху, а холодная — опускается книзу, и таким образом происходит перемешивание жидкости.

Растворение можно ускорить и не прибегая к затрате энергии на размешивание и нагревание. Можно воспользоваться тем, что раствор твердого вещества *тяжелее воды*. Если поместить растворяемое вещество, например медный купорос, в мешочек из марли и повесить мешочек так, чтобы соль была погружена в воду, как на рис. 116, то струйки раствора потекут вниз, и таким образом растворение ускоряется без перемешивания. Этим пользуются в заводской практике. Куски соли помещаются на решетки в баках для растворения (рис. 117), и соль растворяется гораздо быстрее, чем если бы куски положить на дно бака.

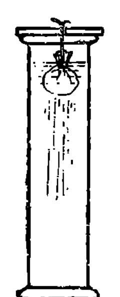


Рис. 116. Растворение медного купороса в воде.

Раз полученный раствор затем уже не отстаивается, в нем идет непрерывное движение молекул, и раствор все время остается однородным.

2. Растворимость. Количества различных веществ, которые могут растворяться в данном количестве воды при данной температуре, весьма разнообразны. Так, например, в 100 *г* воды при 20° может раствориться 200 *г* сахара, 144 *г* иодистого калия KJ, 36 *г* поваренной соли NaCl, 23 *г* медного купороса $CuSO_4$, 7 *г* бертолетовой соли $KClO_3$, 0,2 *г* сернокальциевой соли $CaSO_4$, 0,12 *г* гидрата окиси кальция $Ca(OH)_2$, 0,00013 *г* углекальциевой соли $CaCO_3$, 0,00003 *г* сернобариевой соли $BaSO_4$, 0,000013 *г* хлористого серебра AgCl и 0,00000095 *г* иодистого серебра AgJ.

Число граммов данного вещества, которое может раствориться при данной температуре в 100 г воды, называется коэфициентом растворимости или просто **растворимостью** этого вещества.

Для определения растворимости вещество взбалтывают с водой, пока не получится насыщенный раствор, т. е. пока новые прибавляемые порции вещества не перестанут растворяться при продолжительном взбалтывании. Некоторое количество насыщенного раствора сливают с осадка, взвешивают в чашке, затем выпаривают досуха и сухое вещество снова взвешивают. На основании полученных данных рассчитывают, сколько вещества растворяется в 100 *г* воды.

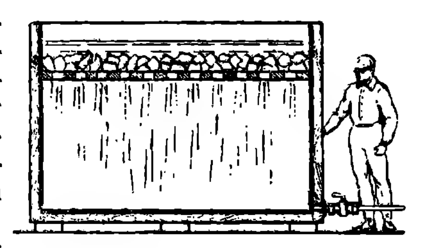


Рис. 117. Бак для растворения.

Из приведенных выше примеров видно, что растворимость некоторых веществ, как углекальциевая соль, сернобариевая соль, хлористое серебро, иодистое серебро, чрезвычайно мала. Они растворимы в таких ничтожных количествах, что на практике их считают нерастворимыми.

Вообще мы можем считать, что *совсем нерастворимых веществ нет.* Нерастворимыми мы называем вещества с очень малой растворимостью. Растворимость вещества, которое мы обычно считаем нерастворимым, легко показать на примере стекла.

Если кусочек стеклянной трубки разбить и растереть в чистой фарфоровой ступке в мелкий порошок с водой, к которой прибавлен

индикатор фенолфталеин, то раствор фенолфталеина краснеет, что показывает щелочную реакцию.

Дело в том, что в состав стекла входят соли кремниевой кислоты, имеющие щелочную реакцию, но растворимость стекла крайне мала, и, кроме того, растворение стекла в обычных условиях идет очень медленно, и мы действия его на индикатор не обнаруживаем. Только при очень сильном увеличении поверхности соприкосновения стекла с водой, достигаемого растиранием его в мелкий порошок, количество стекла, переходящее в раствор, повышается настолько, что индикатор обнаруживает щелочную реакцию.

Жидкости могут растворяться друг в друге в любой пропорции, как спирт и вода, могут совсем не растворяться, как вода и ртуть (взаимная растворимость их неизмеримо мала), и, наконец, могут давать друг в друге *насыщенные растворы*. Так, если в пробирку с *водой* прилить немного *эфира* и взболтать, то эфир частью растворится в воде, частью всплывет (он легче воды), образуя слой. Этот слой — раствор воды в эфире. Растворимость эфира в воде — 6,5, воды в эфире — 1,1.

Газы могут быть хорошо растворимы в воде, как хлористый водород, и мало растворимы, как азот и водород. Совсем не растворимых в воде газов нет. Растворимость газа повышается с увеличением давления, под которым газ находится.

В бутылках с шипучими напитками (минеральные воды, лимонад и т. п.) *находится углекислый газ, накачиваемый в бутылку под давлением. При* открывании бутылки давление, под которым находится газ, делается равным атмосферному, и растворенный в воде газ с шипением выделяется из раствора.

3. Зависимость растворимости от температуры. Растворимость *газов* с повышением температуры обыкновенно *уменьшается* (стр. 19). Растворимость большинства *твердых веществ* в воде с повышением температуры *увеличивается*.

▪ ***Опыт 1.*** Всыпьте в колбочку около 10 *г* селитры KNO_3, прилейте из мензурки около 13 *см*^{3} воды и взбалтывайте. Селитра при этом нацело не растворяется. Обратите внимание на охлаждение при растворении селитры, приложив к колбочке руку.

Нагрейте колбочку, все время слегка взбалтывая жидкость, пока селитра не растворится нацело. Дайте колбочке остывать и наблюдайте выделение кристаллов. Колбочку с раствором оставьте для дальнейших опытов. ▪

Для некоторых веществ растворимость изменяется с температурой не так сильно. Примером может служить поваренная соль $NaCl$.

▪ ***Опыт 2.*** Получите насыщенный раствор поваренной соли, всыпая ее понемногу в колбочку с 20 *см*^{3} воды и взбалтывая. Когда соль перестанет растворяться, нагрейте раствор до кипения и затем горячий раствор профильтруйте в другую колбочку или в стакан и дайте охладиться. Сравните количество выпавшего осадка с количеством осадка, выделившегося из раствора селитры (опыт 1). ▪

Изменение растворимости различных веществ с изменением температуры идет обыкновенно неравномерно. Чтобы проследить изменение

растворимости в зависимости от изменений температуры, лучше всего изобразить это изменение графическим способом при помощи кривой. Для этого по горизонтальной оси откладываются температуры (рис. 118—120), а по вертикальной оси — растворимости в граммах.

На перпендикулярах, восстановленных на горизонтальной оси, против соответствующих температур отмечаются найденные растворимости. Соединяя отмеченные точки линией, мы получаем кривую, наглядно характеризующую изменение растворимости с температурой. На рис. 118—120 показаны кривые растворимости целого ряда веществ.

В некоторых случаях растворимость с увеличением температуры сначала увеличивается очень мало, а затем все больше и больше, как, например, у селитры, квасцов, борной кислоты (рис. 118).

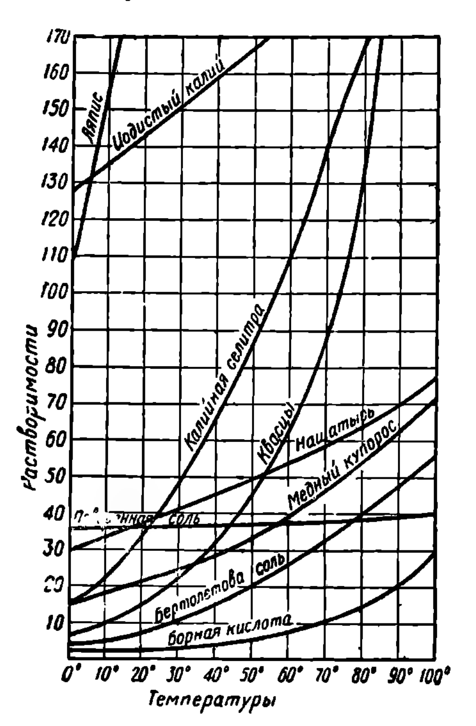


Рис. 118. Кривые растворимости.

В других случаях увеличение растворимости идет более равномерно, и вместо кривой получается почти прямая линия, как для иодистого калия и для поваренной соли (хлористого натрия, рис. 118). На рис. 119 даны примеры веществ, растворимость которых с повышением температуры уменьшается или сначала увеличивается, а потом уменьшается. На рис. 120 показана растворимость сахара.

Ввиду слишком большой разницы в растворимости различных веществ, все кривые нельзя было совместить на одной таблице. Поэтому даны три чертежа в различных масштабах.

■ ***Опыт 3.*** Определите растворимость селитры KNO_3 при различных температурах. Отдельные звенья могут делать определение при различных температурах: при 20, 30, 40, 50 и 60 градусах.

Для определения растворимости нужно взвесить некоторое количество насыщенного раствора, слитого с осадка кристаллов, затем выпарить воду и взвесить сухую соль. Опыт проделывается в таком порядке.

Взвесьте фарфоровую чашечку с небольшой стеклянной палочкой (для размешивания осадка).

Нагрейте раствор, оставшийся от опыта 1, до полного растворения осадка. Поместите в раствор термометр и дайте медленно охлаждаться, следя за температурой. Когда термометр покажет намеченную температуру, осторожно слейте часть раствора во взвешенную чашку, стараясь, чтобы туда не попали кристаллики. Взвесьте чашку, дав ей остыть.

Поместите чашку на стакан или на жестянку с водой, положив под

чашку три сложенные бумажки или согнутые спички, как на рис. 121, чтобы был выход для пара; кипятите воду в стакане, пока не испарится вся вода в чашке, и не останется сухая соль. Это называется выпариванием на „водяной бане". Под конец соль следует перемешивать палочкой, чтобы она высыхала равномерно. Выпаривать на голом огне не следует, так как соль легко разбрызгивается.

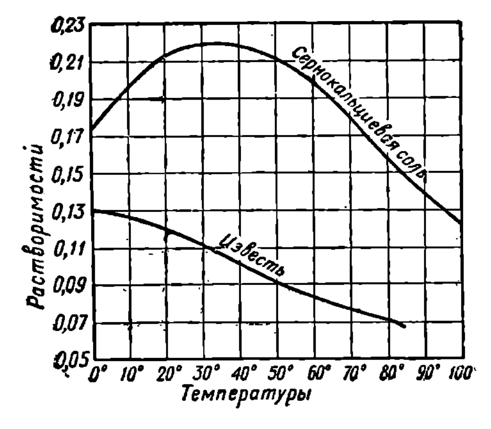


Рис. 119. Кривые растворимости.

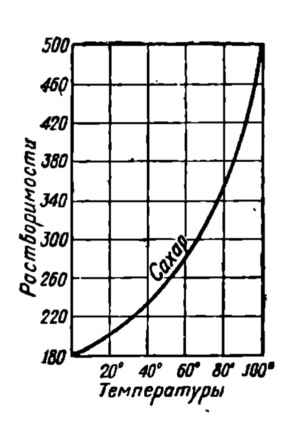


Рис. 120. Кривая растворимости сахара в воде.

Вытрите насухо дно чашки, дайте ей остыть (не вынимая стеклянной палочки) и взвесьте.

Вычислите растворимость селитры при данной температуре.

На основании результатов, полученных различными звеньями, начертите кривую растворимости и сравните ее с приведенной на рис. 118.

Ваши определения не могут быть очень точны. ■

Задача 1. Пользуясь кривой растворимости (рис. 118), найдите растворимость бертолетовой соли при 30° и борной кислоты при 75°.

Задача 2. Если, за неимением весов или по другой причине, вам не удастся проделать определение растворимости (опыт 3), постройте кривую растворимости сулемы $HgCl_2$ на основании следующих данных.

Растворимость сулемы.

0° — 5,7	30° — 8,4	60° — 13,7	90° — 37
10° — 6,6	40° — 9,6	70° — 17,3	100° — 57
20° — 7,4	50° — 11,3	80° — 24	

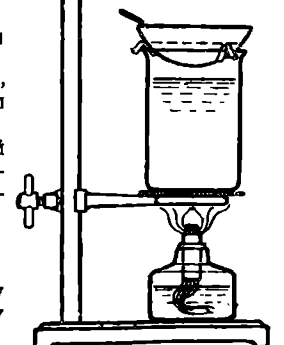


Рис. 121. Выпаривание на водяной бане.

Выше (стр. 141) мы рассмотрели, как можно себе представить процесс растворения, исходя из молекулярного учения. С этой же точки зрения можно рассматривать и *образование насыщенного раствора.* При растворении твердого вещества, например сахара, молекулы отрываются от его поверхности и движутся в жидкости. При этом движении некоторые молекулы опять встречают твердое вещество и оседают на его

поверхности. Чем больше молекул перешло в раствор, тем больше возможность такого обратного оседания молекул на поверхности растворяющегося вещества. Наконец, может наступить такой момент, когда в единицу времени число молекул, выделяющихся из раствора обратно, будет равняться числу молекул, переходящих в раствор. Между молекулами, переходящими в раствор и выделяющимися обратно, наступает равновесие, которое носит название *подвижное равновесие.* Таким образом насыщенный раствор не есть что-то застывшее, мертвое. В нем идет непрерывное движение.

Доказательством того, что такое представление о насыщенном растворе правильно, может служить следующий опыт. У правильно образованного кристалла какой-нибудь соли отбивают углы и затем помещают кристалл в насыщенный раствор той же соли. Раствор держат при постоянной температуре и в плотно закрытом сосуде, чтобы жидкость не могла испаряться, т. е. при таких условиях, при которых ни выделение соли из раствора, ни растворение новых количеств соли невозможно. Между тем, при продолжительном нахождении кристалла в таких условиях его отбитые углы восстанавливаются. Это может произойти лишь в том случае, если молекулы с одних мест кристалла переходят в раствор, а на других местах кристалла в том же точно количестве выделяются обратно.

4. Пересыщенные растворы. Мы знаем, что при понижении температуры насыщенного раствора вещество из него выделяется обычно в виде кристаллов. В том случае, если раствор находится все время в *соприкосновении с кристаллами* растворенного вещества, такое выделение наблюдается всегда и неизменно. По мере того как идет охлаждение, вещество все время выделяется из раствора, и при каждой данной температуре в растворе остается то количество вещества, которое соответствует его растворимости при этой температуре.

Но если раствор не соприкасается с кристаллами растворенного вещества, то при медленном охлаждении раствора, предохраняемого от попадания пыли, иногда можно наблюдать такой случай, что кристаллы не выделяются из раствора, насыщенного при высокой температуре, хотя согласно графику растворимости надо было бы ждать их выделения. Такие растворы носят название — **пересыщенные.**

Образование пересыщенного раствора легко наблюдать, например, на сернонатриевой соли Na_2SO_4. Если колбу с насыщенным раствором сернонатриевой соли, приготовленным при высокой температуре, оставить медленно охлаждаться, закрыв комком ваты для предохранения от пыли, то из раствора не выделяется кристаллов. Получается пересыщенный раствор. Пока колба закрыта ватой, раствор при обыкновенной температуре может храниться годами без изменений. Но если открыть колбу и бросить в раствор хотя бы очень маленький кристаллик сернонатриевой соли, тотчас же начинается кристаллизация (рис. 122), и вся масса жидкости заполняется кристаллами. Другой пример — уксуснонатриевая соль.

■ ***Опыт.*** Возьмите в пробирку около 5 *г* уксуснонатриевой соли $Na(H_3C_2O_2)$, прибавьте 3 *см*^{3} воды, нагрейте до растворения соли и, заткнув комком бумаги, дайте остыть (можно поместить пробирку в стакан с водой).

Бросьте в пробирку кристаллик уксуснонатриевой соли и наблюдайте кристаллизацию пересыщенного раствора. ■

Если в пересыщенный раствор уксуснонатриевой соли бросить чистый кристаллик поваренной соли, то он кристаллизации не вызовет. Вообще кристаллизацию пересыщенного раствора вызывает только кристаллик растворенного вещества, так или иначе попавший в раствор. Достаточно самой ничтожной пылинки данного вещества, носящейся в воздухе. Поэтому при получении пересыщенного раствора его предохраняют от пыли.

5. Явления, сопровождающие растворение. Растворение очень многих веществ сопровождается более или менее сильным *охлаждением.*

При растворении в воде селитры KNO_3, поваренной соли NaCl и многих других солей охлаждение ясно заметно наощупь, если сосуд, в котором идет растворение, держать в руке. Некоторые соли при растворении в воде вызывают весьма сильное понижение температуры. Так, при смешивании кристаллического хлористого кальция со снегом можно достигнуть охлаждения до —55°. Ртуть в этой смеси замерзает.

Охлаждением при растворении различных веществ в воде очень часто пользуются для получения охладительных смесей. Большею частью употребляют смесь снега или льда с поваренной солью. Если на 3 части снега взять 1 часть соли, получается охлаждение до —21°.

Рис. 122. Кристаллизация из пересыщенного раствора.

Явление охлаждения, поглощения тепла при растворении — явление, вообще говоря, чисто *физическое.* Охлаждение при растворении можно сравнить с охлаждением при испарении. В обоих случаях происходит затрата тепла на отделение молекул друг от друга.

Однако при растворении некоторых веществ, наоборот, наблюдается *разогревание,* т. е. выделение тепла; например, если растворять в воде едкий натр или едкое кали, то разогревание можно ощущать рукой, прикладывая ее к сосуду, в котором идет растворение.

При растворении в воде серной кислоты раствор может нагреваться до кипения.

Выделение тепла в этих случаях указывает нам на то, что здесь происходит не только физическое явление разъединения молекул растворяемого вещества, но и какие-то *химические явления.* Оказывается, что здесь образуются соединения с водой — **гидраты.** Эти гидраты могут быть выделены. Так, для едкого натра известны гидраты: $NaOH + H_2O$, $2NaOH + 7H_2O$ и др. Соединения молекул с водой обыкновенно изображают, ставя между формулой вещества и формулой воды точку: $NaOH.H_2O$, $2NaOH.7H_2O$.

Для серной кислоты известны гидраты: $H_2SO_4.H_2O$, $H_2SO_4.2H_2O$, для хлористого кальция — $CaCl_2.6H_2O$ и т. д.

Гидраты образуются при растворении в воде не только хлористого кальция, но и многих других солей. Многие соли выделяются из раствора в виде кристаллических гидратов, или **кристаллогидратов.** Так,

например, синие кристаллы медного купороса не представляют собою соединения $CuSO_4$, как мы до сих пор для простоты принимали, а содержат еще воду. Если синие кристаллы медного купороса нагревать, то они постепенно белеют и из них выделяются пары воды. В конце концов остается белый порошок безводного медного купороса, который имеет состав $CuSO_4$.

Если порошок безводного медного купороса облить водой, то происходит очень сильная реакция, выделяется много тепла, порошок синеет, — получается синий медный купорос. Выделенный из раствора кристаллогидрат имеет состав $CuSO_4 \cdot 5H_2O$.

■ *Опыт 1.* Нагрейте несколько кристалликов медного купороса в пробирке, держа ее почти горизонтально, но так, чтобы донышко было немного выше отверстия (рис. 123), чтобы капли выделяющейся воды не могли стечь на горячие стенки пробирки.

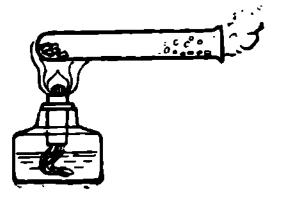


Рис. 123. Обезвоживание медного купороса.

Вы заметите побеление кристаллов и оседание капель воды на холодных стенках пробирки. Дайте пробирке остыть, держа ее так, чтобы вода не стекала на горячие стенки пробирки. ■

■ *Опыт 2.* Для того чтобы довести обезвоживание медного купороса до конца, нагрейте его в фарфоровой чашке. Дайте остыть и, поставив чашку на ладонь, прилейте к обезвоженной соли немного воды. Соль сейчас же синеет, и дно чашки становится горячим. ■

Вода, входящая в состав кристаллогидратов, носит название — **кристаллизационная вода.** Есть целый ряд солей, которые присоединяют кристаллизационную воду. Так, например, кристаллическая сода, или угленатриевая соль, содержит в своем составе десять молекул воды: $Na_2CO_3.10H_2O$. Состав кристаллов серномагниевой (горькой) соли — $MgSO_4.7H_2O$, глауберовой соли — $Na_2SO_4.10H_2O$, природной сернокальциевой соли, гипса — $CaSO_4.2H_2O$, железного купороса — $FeSO_4.7H_2O$ и т. д.

Природный гипс $CaSO_4.2H_2O$ при нагревании (до 170°) теряет часть кристаллизационной воды и рассыпается в порошок. Будучи смешан с водой, он постепенно ее присоединяет, образуя мелкие кристаллы, срастающиеся друг с другом в плотную массу. Этим пользуются для отливки различных гипсовых изделий, статуй и т. п.

■ *Опыт 3.* Смешайте в чашке порошок гипса с небольшим количеством воды, чтобы получилась кашица густоты сметаны, вылейте ее на бумажку, а чашку сейчас же вымойте.

Через некоторое время вылитая масса затвердевает. ■

Итак, при растворении различных веществ в воде могут происходить и физические и химические явления. Получившийся в результате этих явлений **раствор** *есть однородная смесь растворителя* (жидкость) *с растворенными или с образовавшимися при растворении веществами.*

ВОПРОСЫ ДЛЯ ПОВТОРЕНИЯ.

1. Как можно ускорить растворение твердого вещества в воде?
2. Что называется растворимостью?
3. Как изменяется растворимость большинства твердых веществ с повышением температуры?
4. Назовите какое-либо не растворимое в воде вещество.
5. Найдите по кривой растворимости концентрацию раствора квасцов, насыщенного при 20°.
6. Перечислите явления, сопровождающие растворение.
7. При каких условиях можно получить пересыщенный раствор?
8. Что такое кристаллогидрат?
9. Напишите формулы нескольких солей, являющихся кристаллогидратами.
10. Рассчитайте процент воды в кристаллической соде.

6. Концентрация растворов. При большинстве реакций, проделанных в курсе неорганической химии, мы пользовались растворами различных веществ в воде.

Эти растворы имели различную концентрацию, т. е. различное соотношение между количествами растворителя и растворенного вещества. Так, например, при получении водорода мы пользовались серной кислотой, разбавленной 1 : 5. Это значит, что к 5 объемам воды прибавлялся 1 объем концентрированной кислоты.

Однако гораздо чаще растворяемые вещества берут не по объему, а отвешивают.

Концентрацию раствора иногда выражают в процентах, например, готовят растворы 10-, 20-процентные и т. д. 10-процентный раствор — это раствор, в 100 *г* которого содержится 10 *г* растворенного вещества и 90 *г* растворителя. Но чаще концентрацию определяют числом граммов вещества, содержащегося в 100 *см*³ раствора (такие растворы иногда неправильно также называют 10-, 20- и т. д. процентными).

При некоторых опытах желательно брать такие объемы растворов реагирующих веществ, чтобы по окончании реакции не оставалось значительного избытка ни того, ни другого вещества. В таких случаях, имея растворы, концентрация которых выражена числом граммов вещества в 100 *см*³ раствора, приходится подсчитывать нужные объемы растворов, исходя из равенства реакции.

Например, мы хотим получить осадок хлористого серебра, действуя раствором соляной кислоты на раствор азотносеребряной соли. Оба раствора содержат по 10 *г* в 100 *см*³.

По равенству реакции

$$HCl + AgNO_3 = AgCl + HNO_3$$

на 1 + 35,5 = 36,5 *г* соляной кислоты нужно взять 108 + 14 + 48 = 170 *г* $AgNO_3$.

Если мы возьмем 10 *см*³ раствора HCl, то в этом объеме будет заключаться 1 *г* HCl.

Если на 36,5 *г* HCl нужно 170 *г* $AgNO_3$, то на 1 *г* потребуется 170 : 36,5, т. е. около 5 *г* $AgNO_3$, а так как в 10 *см*³ раствора $AgNO_3$ содержится 1 *г* $AgNO_3$, то нам для полноты реакции придется прилить около 50 *см*³ раствора $AgNO_3$, т. е. в 5 раз больше, чем раствора HCl.

Гораздо удобнее, если мы приготовим такие растворы HCl и $AgNO_3$, которые пришлось бы сливать в равных объемах. Для этого нужно, чтобы раствор соляной кислоты содержал в некотором объеме одну граммолекулу хлористого водорода, т. е. 36,5 *г* HCl, а раствор азотносеребряной соли в таком же объеме — одну граммолекулу, или 170 *г*, $AgNO_3$.

Обыкновенно граммолекулу вещества растворяют в таком объеме воды, чтобы получился 1 *л* раствора. Такие растворы называют граммолекулярными или, сокращенно, — **молярными.**

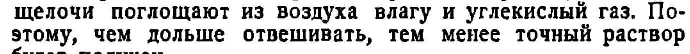
Ясно, что в любых равных объемах молярных растворов HCl и $AgNO_3$ будет заключаться одна и та же доля граммолекулы каждого из веществ, и после сливания равных объемов у нас не будет оставаться избытка ни одного из взятых реактивов.

Однако не всякие молярные растворы реагируют между собою в равных объемах.

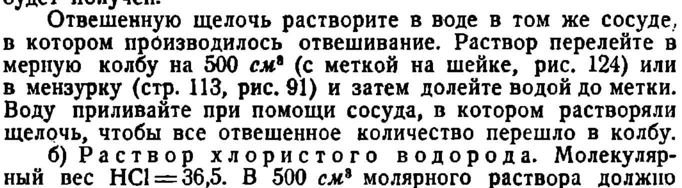
■ ***Опыты.*** Приготовьте по 500 *см*³ молярных растворов следующих веществ: NaOH, KOH, HCl, H_2SO_4. Для наших целей нет надобности приготовлять совершенно точно молярные растворы (что довольно трудно). Достаточно, если растворы будут приблизительно молярные.

Отдельные звенья готовят различные растворы.

а) Растворы едкого натра и едкого кали. Рассчитайте молекулярный вес едкого натра или едкого кали, отвесьте половину этого количества на аптечных весах. Для этого уравновесьте на весах стаканчик или фарфоровую чашку. Поместите на противоположную чашку весов соответствующие разновески и затем быстро кладите в находящийся на весах сосуд приготовленные в банке кусочки щелочи, беря их щипцами (а не пинцетом для разновеса), пока весы не придут в равновесие. Быстрое отвешивание рекомендуется ввиду того, что едкие



щелочи поглощают из воздуха влагу и углекислый газ. Поэтому, чем дольше отвешивать, тем менее точный раствор будет получен.



Отвешенную щелочь растворите в воде в том же сосуде, в котором производилось отвешивание. Раствор перелейте в мерную колбу на 500 *см*³ (с меткой на шейке, рис. 124) или в мензурку (стр. 113, рис. 91) и затем долейте водой до метки. Воду приливайте при помощи сосуда, в котором растворяли щелочь, чтобы все отвешенное количество перешло в колбу.

500 см³

Рис. 124. Измерительная колба на 500 *см*³.

б) Раствор хлористого водорода. Молекулярный вес HCl = 36,5. В 500 *см*³ молярного раствора должно заключаться 36,5 : 2 = 18,25 *г* HCl.

Для того чтобы получить молярный раствор HCl, берут крепкую соляную кислоту известной концентрации. Обычная крепкая соляная кислота удельного веса 1,12 содержит 267 *г* HCl в литре кислоты. Нужно, значит, взять столько кубических сантиметров этой соляной кислоты, чтобы в отмеренном объеме заключалось 18,25 *г* HCl. Это рассчитывается таким образом: если в 1000 *см*³ кислоты содержится 267 *г* HCl, то в одном кубическом сантиметре содержится 267 : 1000 = 0,267 *г* HCl. Если требуется 18,25 *г* HCl, то нужно взять 18,25 : 0,267 = 68,5 *см*³ кислоты.

Влейте в мензурку на 100 *см*³ 68,5 *см*³ соляной кислоты уд. в. 1,12, перелейте кислоту в измерительную колбу (рис. 124) на 500 *см*³, сполоснув водой мензурку, слейте воду туда же и затем долейте воду до метки.

Следует заметить, что если бы мы взяли 68,5 *см*³ соляной кислоты и влили в 500 *см*³ воды, то раствор получился бы не молярный, так как он содержал бы половину граммолекулы не в 500 *см*³, а в 568,5 *см*³ раствора (если не считать небольшого сокращения объема при растворении).

в) Раствор серной кислоты. Молекулярный вес серной кислоты 98. В 500 *см*³ молярного раствора должно заключаться 98 : 2 = 49 *г* H_2SO_4.

Для получения молярного раствора возьмите концентрированную серную кислоту уд. в. 1,84. В 1000 *см*³ такой кислоты заключается 1759 *г* H_2SO_4, 1 *см*³ — 1,759 *г*. Следовательно, для того чтобы взять 49 *г* H_2SO_4, нужно отмерить 49 : 1,759 = = 27,9 *см*³ кислоты.

Отмерьте кислоту, перелейте в измерительную колбу на 500 *см*³, в которую влито примерно 300 *см*³ воды (сполосните мензурку водой, приливаемой в колбу). Дайте остыть, долейте водой до метки и хорошо перемешайте взбалтыванием.

С полученными растворами проделайте следующие опыты.

Влейте в стакан из мензурки или из бюретки (стр. 113) 10 *см*³ молярного раствора соляной кислоты, прибавьте лакмуса или фенолфталеина и затем, помешивая палочкой, прибавляйте из другой мензурки или бюретки молярный раствор едкого натра до нейтральной реакции (стр. 114). Едкого натра потребуется примерно равный объем (8—10 *см*³).

Повторите опыт, взяв вместо молярного раствора едкого натра молярный раствор едкого кали. Результат получится примерно тот же.

Возьмите в стаканчик 10 *см*³ молярного раствора серной кислоты, прибавьте индикатор и нейтрализуйте кислоту молярным раствором едкого натра или едкого кали. ■

Если мы сливаем молярные растворы едкого натра и серной кислоты, то раствора едкого натра нам придется взять вдвое больший объем, чем раствора серной кислоты, так как по равенству реакции

$$2NaOH + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + 2H_2O$$

на одну граммолекулу кислоты идет две граммолекулы едкого натра.

Для получения Na_3PO_4 на один объем молярного раствора кислоты H_3PO_4 нужно взять три объема молярного раствора NaOH. Для реакции между $FeCl_3$ и $Ba(OH)_2$: $2FeCl_3 + 3Ba(OH)_2 = 2Fe(OH)_3 + 3BaCl_2$ на два объема молярного раствора $FeCl_3$ нужно взять три объема молярного раствора $Ba(OH)_2$ и т. д.

Задача. Получите от преподавателя раствор щелочи или кислоты неизвестной концентрации. Пользуясь ранее приготовленным молярным раствором кислоты или щелочи, определите приблизительно концентрацию выданного раствора.

7. Нормальные растворы. Вместо молярных растворов удобнее было бы приготовлять такие растворы различных кислот, щелочей и солей, которые для реакции можно было бы брать всегда в равных объемах.

Для этого, например, в литре раствора серной кислоты должна содержаться не граммолекула, а половина граммолекулы. Тогда на один объем раствора едкого натра придется взять такой же объем раствора серной кислоты.

Для реакции между едким натром и хлористым алюминием:

$$3NaOH + AlCl_3 = Al(OH)_3 + 3NaCl$$

раствор хлористого алюминия должен содержать $^1/_3$ граммолекулы $AlCl_3$. Тогда на один объем раствора $AlCl_3$ нужно будет взять не три объема молярного раствора NaOH, а только один.

Как видно из приведенных примеров, раствор одних веществ должен содержать в 1 *л* граммолекулу, других — долю граммолекулы, в зависимости от валентности элементов и остатков, входящих в состав соединений.

Чтобы приготовить такие растворы, которые для реакции можно брать в равных объемах, исходят из понятия об **эквиваленте.** Эквивалентом какого-либо элемента называется количество этого элемента, соединяющееся с одной весовой частью водорода или замещающее одну весовую часть водорода и, таким образом, как бы равноценное или эквивалентное (от aequus — равный и valere — стоить) одной весовой части водорода. Эквивалент углерода по соединению, содержащему 75% углерода и 25% водорода, будет 75 : 25 = 3. Таким образом эквивалент элемента может быть *найден* на основании анализа его соединения с водородом.

Если мы знаем формулу соединения, то мы можем рассчитать эквивалент данного элемента по формуле.

Формула хлористого водорода HCl. Здесь на один атом, т. е. на 1 вес. ч. водорода, приходится один атом, т. е. 35,5 вес. ч. хлора. По соединениям H_2O, H_3N эквивалент кислорода равен 16 : 2 = 8, азота — 14 : 3 = 4,7. По соли $AlCl_3$, которую можно рассматривать как продукт замещения водорода в HCl алюминием, эквивалент Al будет 27 : 3 = 9 и т. д.

По формуле CaO мы видим, что на один эквивалент, т. е. 8 вес. ч. кислорода, приходится 40 : 2 = 20 вес. ч. кальция. Таким образом, эквивалент элемента можно определить не только по его соединению с водородом, но и по соединению с кислородом.

Вообще, зная атомный вес и валентность элемента, мы можем *рассчитать* его эквивалент, разделив атомный вес на валентность.

Понятие „эквивалент“ распространяется и на химические соединения. Если мы будем нейтрализовать HCl едким натром NaOH или едким кали KOH, то на граммолекулу HCl, 36,5 *г*, нам придется взять одну граммолекулу NaOH или одну граммолекулу KOH. Эти количества NaOH и KOH будут равноценны, эквивалентны друг другу и одной граммолекуле, т. е. 36,5 *г*, HCl. Их называют *грамм-эквивалентами* NaOH и KOH.

Гидрата окиси кальция $Ca(OH)_2$ на граммолекулу HCl придется взять уже не 74 *г* (40 + 32 + 2), а 74 : 2 = 37 *г*. Это будет граммэквивалент $Ca(OH)_2$ количество, эквивалентное граммолекулам HCl, KOH, $NaOH$.

Молекулы кислот, щелочей и солей состоят как бы из двух частей: с одной стороны, из водорода или металла и, с другой стороны — из кислотного остатка или гидроксила.

Составляя формулу этих соединений, мы всегда уравниваем число валентностей одной части молекулы с числом валентностей второй части молекулы. Например, в $Al_2(SO_4)_3$ шести валентностям двух атомов алюминия соответствует 6 валентностей трех остатков (SO_4).

Если реагируют между собой $Al_2(SO_4)_3$ и $NaOH$, то одной граммолекуле $NaOH$ эквивалентна $^1/_6$ граммолекулы $Al_2(SO_4)_3$.

Граммэквивалент H_3PO_4 равен $^1/_3$ граммолекулы, граммэквивалент $Ca_3(PO_4)_2 = {}^1/_6$ граммолекулы, граммэквивалент $Al_4(P_2O_7)_3 = {}^1/_{12}$ граммолекулы, граммэквивалент $KHSO_4$ = одной граммолекуле и т. д.

При *расчете* эквивалентов кислот, солей и оснований можно руководствоваться следующими правилами.

1. Эквивалент кислоты находится делением молекулярного веса на основность кислоты.

2. Эквивалент соли или основания находится делением молекулярного веса на число атомов металла, умноженное на его валентность.

Ясно, что растворы, содержащие в литре не граммолекулу, а граммэквивалент вещества, нужно брать для реакции в равных объемах. Такие растворы носят название граммэквивалентных или **нормальных** растворов.

Применение нормальных растворов при химических реакциях представляет большие удобства. Нормальный раствор обозначается буквой н (или N).

Вместо того чтобы растворять в 1 *л* целый граммэквивалент, можно брать $^1/_2$ граммэквивалента, $^1/_5$, $^1/_{10}$ и т. д. Если растворы содержат одну и ту же долю граммэквивалента в 1 *л*, то их точно так же можно брать для реакций в равных объемах. Такие растворы называются полунормальными ($^1/_2$-н или 0,5-н), одна пятая нормального ($^1/_5$-н или 0,2-н), одна десятая нормального или децинормальные (0,1-н) и т. д.

XIII. СЕРА.

1. Свойства серы. В лаборатории мы встречаем обычно два сорта серы — сера в виде желтого порошка, или так называемый „серный цвет“, и сера, отлитая в виде „черенков“ — палок, легко разбивающихся на отдельные куски, или „черенковая сера“. Наиболее чистая сера продается под названием кристаллической серы — желтые полупрозрачные кристаллы. Правильно образованные кристаллы имеют форму восьмигранников — *октаэдров* (рис. 125). Эти кристаллы получаются при кристаллизации серы из раствора в сернистом углероде CS_2. Если такой раствор налить в чашку или на часовое стекло, дать сероуглероду медленно испаряться и затем слить раствор с образовавшихся кристаллов, то среди них всегда найдется несколько, имеющих правильную форму. Кристаллики хорошо видны

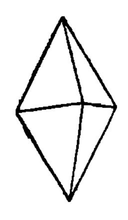


Рис. 125. Кристалл октаэдрической серы.

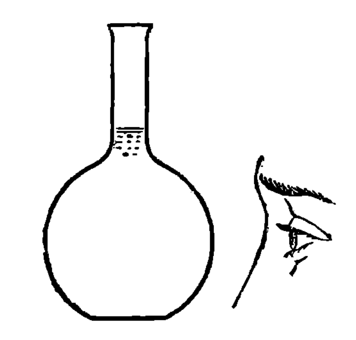


Рис. 126. Рассматривание кристаллов серы через колбу с водой вместо увеличительного стекла.

в лупу или через наполненную водой колбу, которая играет роль увеличительного стекла (рис. 126).

И сера в порошке и сера в кусках имеет то же самое кристаллическое строение. Это так называемая *октаэдрическая сера.*

Иначе ее называют иногда „ромбической", так как эти кристаллы относятся к так называемой ромбической системе кристаллов.

Октаэдрическая сера — это лишь одно из многих **аллотропных видоизменений** (стр. 57) серы. Другое аллотропное видоизменение серы, также кристаллическое, образуется при медленном остывании расплавленной серы. Кристаллы получаются совершенно иной формы. Они имеют форму тонких длинных призм (рис. 127). Это так называемая *призматическая сера.*

Ее также называют „моноклиномерной серой", так как эти призмы относятся к так называемой моноклиномерной системе кристаллов.

Для получения призматической серы обыкновенную серу плавят в тигле и затем, когда сера начинает застывать, сливают не успевшую застыть серу. Тогда хорошо видны призматические кристаллы в виде длинных игл, выросших на стенках тигля (рис. 128). Если бы расплавленную серу не слить, то иглы срослись бы в сплошную массу.

Рис. 127. Кристалл серы.

Призматическая сера — темножелтого цвета, полупрозрачная. При обыкновенной температуре она постепенно теряет свой цвет — светлеет и делается непросвечивающей. При этом сера вполне *превращается* в октаэдрическую серу. Кристаллы сохраняют внешнюю форму призм, но состоят теперь из мельчайших кристалликов октаэдрической серы.

Наоборот, если октаэдрическую серу нагреть до температуры немного выше 96°, полупрозрачные кристаллы постепенно темнеют. Происходит превращение октаэдрической серы в призматическую. Ниже 96° постоянна октаэдрическая сера, выше — призматическая.

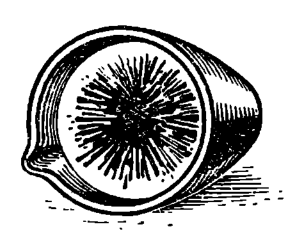


Рис. 128. Кристаллы призматической серы.

Оба видоизменения, помимо цвета, отличаются и по другим физическим свойствам — удельному весу, температуре плавления.

Удельный вес октаэдрической серы — 2,07, призматической — 1,96.

Температура плавления октаэдрической серы — около 113°, призматической — около 119°.

Другие видоизменения серы получаются при ее нагревании.

■ ***Опыт.*** Возьмите около $^1/_3$ пробирки кусочков черенковой серы и, держа пробирку при помощи зажима, отвинченного от штатива, нагревайте серу и наблюдайте происходящие с нею изменения.

Побалтывайте нагреваемую пробирку и обратите внимание на загустевание серы.

Когда сера закипит, вылейте большую часть, но не всю серу, тонкой струей в стакан с холодной водой.

Если сера при этом вспыхнет, не отдергивайте руки, чтобы не облить расплавленной серой себя или товарищей, а продолжайте спокойно лить. Чтобы загасить серу, прикройте пробирку куском картона и т. п.

Укрепите пробирку в зажиме штатива, чтобы наблюдать постепенное остывание серы. Быстро охлажденную выливанием в воду серу выньте и познакомьтесь с ее свойствами. ■

При нагревании серы она сначала плавится в светложелтую подвижную жидкость, которая по мере повышения температуры изменяет свой цвет в более темный и понемногу все более и более густеет. Около 200° вся сера становится настолько густой, *вязкой*, что сосуд, в котором она находится, можно перевернуть, и сера не выливается.

Загустевшая сера при дальнейшем нагревании, оставаясь темной и непрозрачной, опять становится все более и более жидкой и около 445° начинает кипеть, образуя буровато-красные пары.

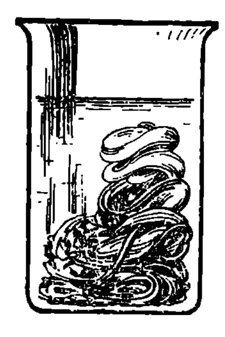


Рис. 129. Пластическая сера.

Если серу, нагретую до кипения, охлаждать постепенно, то описанные явления повторяются в обратном порядке: сера загустевает, затем делается легкоподвижной и, наконец, застывает в кристаллическую массу призматической серы.

При быстром охлаждении нагретой близко к температуре кипения серы выливанием ее в холодную воду получается пластическая сера (рис. 129), имеющая вид прозрачной, мягкой, упругой, тянущейся в нити массы светложелтого цвета.

Пластическая сера постепенно теряет свою прозрачность и через несколько дней превращается в октаэдрическую серу.

Таким образом наиболее устойчивым при обыкновенной температуре видоизменением серы является октаэдрическая сера. Все другие видоизменения переходят в нее, подобно тому как озон переходит в кислород (стр. 56).

Найдено, что состав молекул октаэдрической и призматической серы один и тот же — S_8, но в октаэдрических кристаллах молекулы S_8 расположены иначе, чем в призматических, почему эти два изменения являются качественно различными. Этот вид аллотропии является частным случаем явления полиморфизма. **Полиморфизмом** называется способность некоторых веществ, простых и сложных, образовывать видоизменения различной кристаллической формы.

Темная сера, густая и пластическая сера являются смесями в различных пропорциях трех видоизменений серы — серы с молекулами S_8, серы с молекулами S_6 и аморфной серы, молекулярный вес которой неизвестен.

Есть и другие видоизменения серы.

2. Применения серы. Одно из важных применений серы, особенно для СССР с быстро растущими колхозами и совхозами, — это применение *для борьбы с вредителями сельского хозяйства*, особенно на виноградниках и на хлопковых полях. Растения опыляются порошком серы. В связи с коллективизацией сельского хозяйства спрос на серу ширится и растет в небывалых размерах.

Другое важное применение серы, которое у нас особенно быстро возрастает в связи с постройкой ряда заводов искусственного каучука и с культурой наших каучуконосов, — это *для вулканизации каучука*. Природный каучук, получаемый из млечного сока некоторых растений, а также и искусственный каучук в чистом виде почти не применяются, так как под влиянием изменений температуры каучук легко делается липким или ломким. Все каучуковые или резиновые изделия — шины, галоши, трубки, мячи и т. д. — готовятся из вулканизированного каучука. Для вулканизации каучука его смешивают с серой (или с некоторыми ее соединениями) и затем нагревают. При взаимодействии между серой и каучуком получается вулканизированный каучук, обладающий всем известными ценными свойствами.

Из других применений серы следует упомянуть о применении ее для изготовления *дымного* или *черного пороха* (см. ниже), некоторых ОВ (иприт) и сероуглерода CS_2.

В США главное применение серы — для приготовления серной кислоты. У нас же для этой цели она не применяется; мы пользуемся природными соединениями серы — колчеданами.

3. Сера в природе. Сера встречается в природе в свободном состоянии — в виде октаэдрической серы и в виде соединений.

Самородная сера встречается во многих местах, но значительных залежей серы, годных для разработки, сравнительно немного. Наиболее мощные залежи находятся в Италии, на острове Сицилии, и в Северной Америке, в штате Луизиана.

Мировая добыча серы — около 3 000 000 *т* в год.

В СССР самородная сера встречается в незначительных количествах во многих местах — в Поволжье, в Крыму, на Кавказе, в Средней Азии.

Первые, хотя и не очень значительные, но годные для разработки залежи открыты при Советской власти в 1925 г. Эти залежи находятся в мало доступной местности в Туркменской ССР — в Каракумской пустынной степи, в 250 *км* от железной дороги на север от города Ашхабада и примерно в таком же расстоянии от города Хивы.

Другие залежи находятся в более доступной местности — в Узбекской ССР, близ г. Коканда, в местности Шор-Су. Эксплоатация их затрудняется ядовитыми газами, выделяющимися там из земли.

Эксплоатируются также более значительные залежи в Поволжье, близ г. Куйбышева (см. карту).

Над разысканием более мощных залежей ведется усиленная работа.

Природная сера встречается в смеси с горными породами, среди которых она залегает. Для отделения серы ее плавят нагреванием либо в печах, либо при помощи перегретого пара или перегретой воды.

Выплавленную серу очищают перегонкой. При быстром охлаждении паров серы она получается в виде серного цвета. Расплавленную серу отливают в деревянные формы в виде „черенков".

Кроме самородной серы, в природе встречается целый ряд *соединений* серы с металлами — железный или *серный колчедан* FeS_2, называемый также „пирит", медный колчедан, представляющий соединение сернистой меди и серного железа $Cu_2S.Fe_2S_3$, свинцовый блеск PbS, цинковая обманка ZnS, киноварь HgS и другие.

Кроме того, встречаются соли серной кислоты — гипс $CaSO_4.2H_2O$, тяжелый шпат $BaSO_4$ и др.

В небольших количествах сера входит в состав *белковых веществ* (животных и растительных).

4. Сернистый водород и сернистые металлы. Сера при нагревании может непосредственно соединяться с водородом, образуя сернистый водород, или *сероводород*, H_2S, но для получения сероводорода обыкновенно пользуются реакцией между сернистым железом FeS и разбавленной соляной или серной кислотой:

$$FeS + 2HCl = FeCl_2 + H_2S$$
$$FeS + H_2SO_4 = FeSO_4 + H_2S.$$

■ ***Опыт.*** Поместите в пробирку несколько мелких кусочков сернистого железа и прилейте разбавленной серной кислоты. Обратите внимание на запах выделяющегося газа. Подержите в пробирке конец смоченной водой лакмусной бумажки — она краснеет. Проделайте то же с полоской бумаги, смоченной раствором медного купороса. Бумажка чернеет. ■

Сероводород — *бесцветный* газ, немного тяжелее воздуха, с характерным, противным запахом тухлых яиц. Сходство этого запаха с запахом тухлых яиц объясняется тем, что при гниении яичного белка, как и вообще при гниении белковых веществ, образуется сероводород.

Сероводород *ядовит.* Вдыхание воздуха, содержащего сероводород, вызывает головокружение, головную боль, обмороки, а при большой концентрации — смерть. Запах сероводорода при продолжительном вдыхании человек перестает ощущать. Это первый признак отравления, очень опасный, так как отравившийся перестает замечать опасность. Поэтому на заводах сероводорода опасаются больше, чем других ядовитых газов.

Сероводород *растворяется в воде.* В одном объеме воды растворяется около 2,5 объема сероводорода. Раствор сероводорода в воде обладает *свойствами кислоты.* От него фиолетовый лакмус краснеет. Сероводородная кислота принадлежит к числу *слабых* кислот.

Соли сероводородной кислоты носят название *сернистых металлов:* FeS — сернистое железо, CuS — сернистая медь, Na_2S — сернистый натрий.

При химическом анализе сероводород применяется для отделения одних металлических элементов от других в виде осадков, так как одни сернистые металлы растворимы в воде, как Na_2S, K_2S, CaS, другие, как FeS, ZnS, CuS, PbS — не растворимы. Одни из нерастворимых в воде, как FeS, ZnS — реагируют с кислотами, давая растворимые соединения, другие, как CuS, PbS — не реагируют.

Сернистые металлы часто ярко и характерно окрашены, так что по одному их виду иногда можно узнать, с каким металлом имеешь дело.

Раствор медного купороса $CuSO_4$ дает с сероводородом черный осадок сернистой меди CuS (почернение бумажки при вышеуказанном опыте):

$$CuSO_4 + H_2S = H_2SO_4 + CuS.$$

В растворе кадмиевой соли, например $CdSO_4$, получается яркожелтый осадок сернистого кадмия CdS (желтая краска, стр. 108). Серни-

стый цинк ZnS — белого цвета, сернистый марганец MnS — красноватого и т. д.

Сернистый водород *встречается в природе.* В воде так называемых „сернистых источников" — в Пятигорске, Мацесте (Кавказ, см. карту) и в других местах — содержится сероводород. Эта вода сильно пахнет сероводородом.

Вода серных источников имеет целебные свойства.

5. Сернистый газ и сернистая кислота. Уже известно, что сернистый газ, или сернистый ангидрид, SO_2, получается при горении серы в кислороде и в воздухе. Газ этот бесцветный с характерным резким запахом. При горении серы сернистый газ не получается в чистом виде. При сжигании серы в кислороде всегда получается легкий белый дымок. Этот дымок дает серный ангидрид SO_3, незначительные количества которого образуются одновременно с сернистым газом.

Для получения чистого сернистого газа в лаборатории можно воспользоваться действием серной кислоты на соли сернистой кислоты H_2SO_3 — сернистонатриевую соль Na_2SO_3 или сернистокалиевую K_2SO_3.

При этом сначала происходит реакция обмена, и получается сернистая кислота H_2SO_3: •

$$Na_2SO_3 + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + H_2SO_3.$$

Сернистая кислота — вещество крайне *непрочное* и сразу же распадается на воду и сернистый газ, который и выделяется:

$$H_2SO_3 = H_2O + SO_2.$$

■ ***Опыт 1.*** Облейте в пробирке несколько кристалликов сернистонатриевой соли концентрированной серной кислотой. Обратите внимание на запах выделяющегося газа и на то, что этот газ совершенно бесцветен. Никакого дымка вы не замечаете. ■

Сернистый газ получается также при „обжигании" серного колчедана FeS_2, который может гореть. Железо при этом образует окись Fe_2O_3:

$$FeS_2 + O \text{ дают } Fe_2O_3 + SO_2.$$

Чтобы уравнять коэфициенты, начинаем с формулы Fe_2O_3, как наиболее сложной (стр. 63), и уравниваем сначала число атомов железа — $2FeS_2$, затем число атомов серы — $4SO_2$ и, наконец, число атомов кислорода — $11O$:

$$2FeS_2 + 11O = Fe_2O_3 + 4SO_2.$$

Так как молекула кислорода — O_2, то, чтобы написать молекулярное равенство, коэфициенты при остальных формулах придется помножить на 2:

$$4FeS_2 + 11O_2 = Fe_2O_3 + 8SO_2.$$

■ ***Опыт 2.*** Если в школе есть серный колчедан, положите кусочек его на конец жестяной пластинки и нагрейте в пламени лампочки. Наблюдайте пламя горящего колчедана. ■

Сернистый газ почти в 2 раза тяжелее воздуха. Он вызывает сильное раздражение слизистых оболочек глаз и дыхательных органов. Про-

должительное вдыхание даже небольших количеств сернистого газа вредно для здоровья. Но сернистый газ все же не настолько ядовит, чтобы служить в качестве ОВ.

Сернистый газ особенно губительно действует на растения. Около заводов, на которых при каких-либо процессах выделяется на воздух сернистый газ, гибнет вся растительность.

Сернистый газ применяется на практике для уничтожения плесени. Горящей серой „окуривают“ подвалы, амбары, винные бочки перед разливом вина и т. п. Серой окуривают также животных, заболевших чесоткой.

Сернистый газ *легко обращается в жидкость* при атмосферном давлении. Для этого достаточно охлаждения ниже —10°. Такая температура легко получается при помощи смеси снега с солью. Поэтому на сернистом газе легко наблюдать сжижение газа.

На рис. 130 изображен прибор, при помощи которого можно получить сжиженный сернистый газ. В колбу *А* помещается сернистонатриевая соль Na_2SO_3, к которой через воронку приливается понемногу разбавленная серная кислота. Выделяющийся сернистый газ для осушения пропускают через концентрированную серную кислоту, налитую в банку *Б*. Газ проходит через серную кислоту пузырьками.



Рис. 130. Сжижение сернистого газа.

Концентрированная серная кислота обладает способностью поглощать из влажных газов пары воды и таким образом осушает газы. Сухой сернистый газ пропускается в пробирку, погруженную в стакан *В* со смесью снега с солью. Через 5—10 минут в пробирке собирается несколько кубических сантиметров жидкости, кипящей при —10°. Достаточно поставить пробирку донышком на ладонь руки, как жидкость начинает кипеть.

Под давлением в 2,5 атмосферы сернистый газ при обыкновенной температуре может сохраняться в виде жидкости.

Пропуская сернистый газ в воду, мы получаем *раствор сернистой кислоты:*

$$SO_2 + H_2O = H_2SO_3.$$

Сернистая кислота известна *только в растворе*. При попытках ее выделить в чистом виде, она разлагается на воду и сернистый газ. Сернистая кислота, как уже было сказано, вещество *крайне непрочное*.

Сернистая кислота, будучи непрочной, не является кислотой слабой. Она слабее таких сильных кислот, как соляная, азотная и серная, но значительно сильнее уксусной и угольной.

Сернистая кислота дает ряд солей, являющихся веществами прочными.

Задача. Напишите равенство реакции между сернистой кислотой и едким натром.

Сернистая кислота *обесцвечивает* некоторые окрашенные вещества (органические). Если над горящей серой держать смоченную водой красную розу, то ее окраска почти совсем пропадает, роза делается белой. Так же обесцвечиваются фиалки и некоторые другие цветы.

Сернистой кислотой обесцвечивается раствор краски *фуксина.*

Сернистым газом пользуются для беления шерсти, шелка и соломы, так как при белении хлором (стр. 128) эти материалы портятся, делаются ломкими.

При белении сернистым газом происходит совершенно другой химический процесс, чем при белении хлором, перекисью водорода, озоном. Сернистый газ не окисляет и не разрушает красящего вещества. Он дает с красящим веществом *бесцветные соединения*, которые могут опять разлагаться. Поэтому, например, соломенные шляпы, выбеленные сернистым газом, постепенно снова желтеют.

Если обесцвеченный сернистым газом раствор фуксина нагреть до кипения — бесцветное соединение разрушается и снова появляется красный цвет.

6. Серный ангидрид и серная кислота. При непосредственном соединении серы с кислородом получается только сернистый газ SO_2 лишь с небольшой примесью серного ангидрида SO_3 (белый дымок, стр. 157).

Для того чтобы получить серный ангидрид, нужно присоединить к сернистому ангидриду еще один атом кислорода:

$$2SO_2 + O_2 = 2SO_3.$$

Эта реакция при обыкновенных условиях, и даже при нагревании, идет крайне медленно. Поэтому для получения серного ангидрида приходится прибегать к *катализаторам* (стр. 22 и 46).

В качестве катализатора можно воспользоваться *окислами железа.* Если в банку налить немного крепкого раствора сернистой кислоты H_2SO_3, то этот раствор выделяет сернистый газ, особенно при взбалтывании. Таким образом над раствором в открытой банке получается смесь сернистого газа с воздухом и с парами воды. Если в эту смесь внести сильно накаленную тонкую железную проволоку, которая при накаливании покрывается слоем окиси железа, то вокруг проволоки через некоторое время получается белое облачко (рис. 131).

Благодаря каталитическому действию окиси железа, при реакции между SO_2 и кислородом воздуха образуется заметное количество серного ангидрида SO_3, который сейчас же вступает в реакцию с содержащимися в воздухе парами воды и образует мельчайшие капельки серной кислоты:

$$SO_3 + H_2O = H_2SO_4.$$

Капельки серной кислоты и образуют наблюдаемое нами облачко. Еще более сильное каталитическое действие производят металл *платина* Pt и окисел металла ванадия V_2O_5, применяемые при получении серного ангидрида в производстве.

Для получения серного ангидрида чистый SO_2 смешивается с кислородом, и смесь пропускается через нагретую трубку с платиной.

Платина берется в виде мелкого порошка, чтобы катализатор имел возможно бо́льшую поверхность. Порошок платины получается путем разложения нагреванием какого-нибудь соединения платины, которым пропитывается вата из волокнистого минерала — *асбеста*. На вате платина остается в виде мельчайшего порошка — так называемой „губчатой платины".



Рис. 131. Окисление сернистого газа в присутствии катализатора — окиси железа.

На рис. 132 изображен прибор для получения серного ангидрида. Платинированный асбест находится в трубке *А*. Серный ангидрид собирается в охлаждаемой льдом с солью пробирке в виде бесцветной *жидкости*, которая очень сильно *дымит* на *воздухе*, так как пары серного ангидрида образуют с влагой воздуха мельчайшие капельки серной кислоты.

При хранении серного ангидрида происходит новое для нас явление, усложнение молекул вещества, или **полимеризация.**

Две молекулы серного ангидрида соединяются между собой, образуя более сложную молекулу S_2O_6:

$$SO_3 + SO_3 = S_2O_6.$$

Полученное вещество S_2O_6 при обыкновенной температуре твердо и состоит из тонких, как нити, длинных кристаллов, которые в массе имеют красивый шелковистый вид. Кристаллы легко испаряются, не плавясь.

В лабораториях серный ангидрид хранят обыкновенно в запаянной колбе (рис. 133), так как он быстро разрушает пробки и каучуки.

Если немного серного ангидрида бросить в воду, происходит бурная реакция и получается раствор серной кислоты.

Если же прилить воду к серному ангидриду, то, благодаря необыкновенно энергичной реакции, сопровождающейся выделением большого количества тепла, может произойти опасный взрыв.

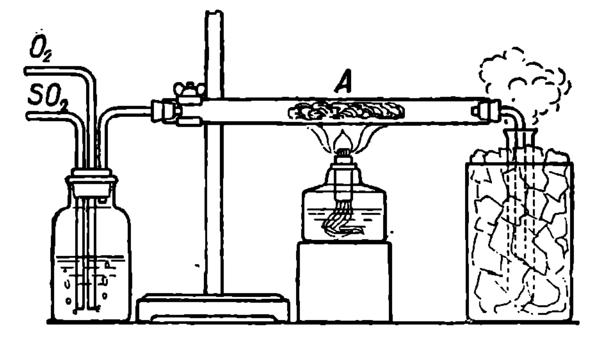


Рис. 132. Получение серного ангидрида.

При производстве серной кислоты серный ангидрид растворяется не в воде, а в серной кислоте, содержащей лишь небольшое количество (2—4%) воды.

Получение из серного ангидрида серной кислоты долгое время представляло большие технические трудности. На практике для получения серного ангидрида пользуются не кислородом, а воздухом. Получающиеся пары серного ангидрида бывают смешаны с азотом воздуха. Казалось бы, что при пропускании газовой смеси через сосуд с водой пары серного ангидрида будут энергично реагировать с водой, образуя серную кислоту, а азот будет уходить. На самом же деле происходит следующее: когда пузырек газа проходит через воду, то пары серного ангидрида образуют с парами воды знакомый уже нам густой туман мель-

чайших капелек серной кислоты, который уходит из сосуда вместе с газом, а не поглощается водой (рис. 134). Почему же при пропускании влажного газа через концентрированную серную кислоту она почти моментально поглощает молекулы воды и осушает газ (стр. 158), а при пропускании паров серного ангидрида в воду образовавшаяся в виде капелек серная кислота поглощается очень плохо? Почему „дым“ серной кислоты вместе с каждым проходящим через воду пузырьком газа поднимается кверху и распространяется в воздухе?

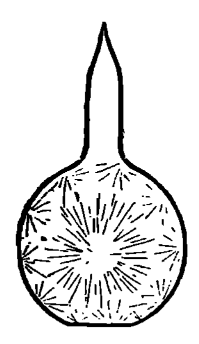


Рис. 133. Серный ангидрид.

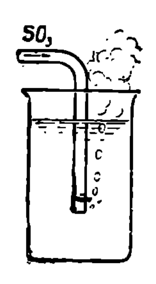


Рис. 134. Серный ангидрид не поглощается водой.

Для того чтобы понять это, нужно вспомнить, что молекулы газа находятся *в непрерывном движении*. Поэтому в первом случае каждая молекула газообразной воды (паров воды), находящаяся в пузырьке газа, проходящего через слой серной кислоты, успевает за время, пока пузырек поднимается кверху, встретиться с внутренней поверхностью пузырька и поглотиться кислотой (рис. 135, пузырек на рисунке увеличен, молекулы условно обозначены точками; стрелки показывают движение молекул).

Совершенно иная картина получается во втором случае, когда в пузырьке газа, поднимающемся в воде, образуются мельчайшие капельки — туман. Это уже не молекулы. Они самостоятельно не движутся, а благодаря своей легкости висят в газе (рис. 136) и потому вместе с пузырьком газа поднимаются кверху.

Вопрос о том, как уловить из смеси газов серный ангидрид, был разрешен таким образом: серный ангидрид поглощают не водой, а содержащей лишь 2—4% воды *серной кислотой*, над которой не может быть паров воды

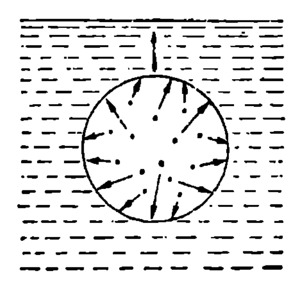


Рис. 135. Молекулы в пузырьке воздуха, поднимающемся в жидкости (схема).

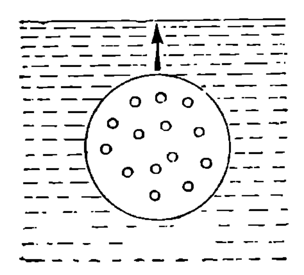


Рис. 136. Туман в пузырьке воздуха, поднимающемся в жидкости (схема).

(кислота их поглощает). При прохождении пузырьков газа через кислоту молекулы серного ангидрида не встречают паров воды и не образуют капелек кислоты, а остаются молекулами. Молекулы же, благодаря их быстрому движению, поглощаются серной кислотой. Кислота делается все более и более концентрированной. Часть полученной безводной кислоты разбавляется водой и снова идет на поглощение серного ангидрида и т. д. Таким образом, исходя из научного понимания происходящих явлений, был разрешен технический вопрос о получении серной кислоты из серного ангидрида.

С производственным процессом получения серной кислоты мы познакомимся ниже, а сначала рассмотрим свойства серной кислоты.

7. Свойства серной кислоты. Чистая серная кислота — бесцветная жидкость — почти вдвое тяжелее воды. По внешнему виду, по своей

густоте, серная кислота несколько напоминает масло. Ее прежде называли *купоросное масло*, так как по старинному способу серная кислота получалась накаливанием железного купороса.

Реакция может быть изображена следующим равенством:

$$2[FeSO_4.7H_2O] = Fe_2O_3 + H_2SO_4 + SO_2 + 13H_2O.$$

Продажная чистая серная кислота содержит около 96% H_2SO_4 и около 4% воды. Она имеет удельный вес 1,84.

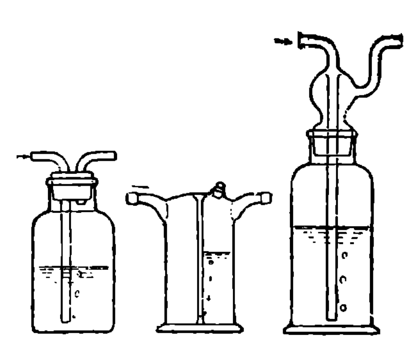


Рис. 137, 138, 139. Склянки для сушения газов.

Простейшая (рис. 137), акад. Тищенко — „тищенко" (рис. 138), Дрекселя — „дрексель" (рис. 139).

Серная кислота растворяется в воде в любой пропорции. При растворении серной кислоты в воде, как уже было сказано, происходит образование гидратов $H_2SO_4.H_2O$, $H_2SO_4.2H_2O$ (стр. 147) и др. При этом выделяется большое количество тепла.

Не лишне еще раз напомнить, что *при разбавлении серной кислоты водой нужно вливать кислоту в воду тонкой струей, все время взбалтывая раствор, но ни в коем случае нельзя вливать воду в кислоту, во избежание взрыва.*

Способность серной кислоты соединяться с водой делает ее хорошим *осушителем для газов.*

Для сушения газов в лабораториях пользуются промывными склянками — приборами, в которых газ проходит через серную кислоту пузырьками — „булькает", или, как говорят в технике, „барботирует" (рис. 137, 138 и 139).

Для лучшего соприкосновения газа с серной кислотой иногда пользуются *колонками*, которые наполняют кусками стекла или пемзы, смоченными серной кислотой (рис. 140). Для высушивания над серной кислотой различных веществ пользуются *эксикаторами* (рис. 141), сосудами с крышкой, в которые наливается серная кислота, а над нею помещается тигель или чашка с высушиваемым веществом. Влага из вещества испаряется в воздухе и поглощается серной кислотой.

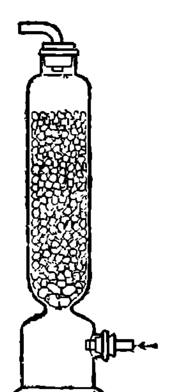


Рис. 140. Колонка для сушения газов.

Серная кислота очень часто применяется в химических производствах в качестве отнимающего воду вещества.

Кусок *дерева*, опущенный в концентрированную серную кислоту, быстро чернеет, *обугливается*. Точно так же действует концентрированная серная кислота на сахар и некоторые другие органические вещества. Дерево состоит, главным образом, из клетчатки $C_6H_{10}O_5$. Формула сахара: $C_{12}H_{22}O_{11}$. Оба вещества относятся к классу так называемых углеводов. Углеводы — соединения углерода с водородом и кислородом. В молекулах углеводов отношение водорода к кислороду то же, что в молекулах

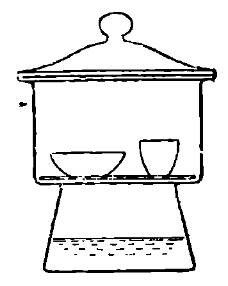


Рис. 141. Эксикатор.

воды, т. е. на два атома водорода один атом кислорода. При действии на подобные вещества серной кислоты происходит как бы разложение их на углерод и на воду. Вода поглощается серной кислотой, углерод же выделяется в виде угля.

Попадая на кожу, серная кислота вызывает *сильные ожоги*, почему обращение с нею требует *большой осторожности*.

Серная кислота не летуча. При нагревании раствора серной кислоты из нее выделяется сначала почти вся вода, и уже только после этого кислота начинает кипеть (около 340°). При этом она отчасти разлагается на серный ангидрид и воду. Над кипящей серной кислотой поднимается удушливый белый туман.

■ ***Опыт 1.*** Возьмите каплю раствора серной кислоты на крышку фарфорового тигля или в фарфоровую чашку и нагрейте. Вы заметите, что сначала будут выделяться пары воды, а под конец появится белый дым. ■

Задача 1. Смочите раствором серной кислоты 1 : 5 конец лучинки и держите ее высоко над пламенем лампочки, чтобы лучинка просыхала, но не могла загореться. Объясните наблюдаемые явления.

Задача 2. Обмокните лучинку в раствор серной кислоты 1 : 5 и на обыкновенной писчей бумаге сделайте какую-нибудь надпись или рисунок, которые почти не будут заметны.

Просушите бумагу, держа ее высоко над пламенем лампочки. Вы заметите появление надписи или рисунка. Объясните, — почему.

Разведенная серная кислота, как известно, легко реагирует с большинством металлов, выделяя водород. Она не действует только на медь, ртуть, свинец и на так называемые благородные металлы (серебро, золото, платина).

Отношение к металлам *концентрированной* серной кислоты совершенно иное.

■ ***Опыт 2.*** Опустите в пробирку с концентрированной серной кислотой уд. в. 1,84 (не больше $^1/_4$ пробирки) вычищенные кусочки железа, меди и цинка. ■

Концентрированная серная кислота при обыкновенной температуре *на металлы совсем не действует.* Поэтому ее хранят в железных баках и при работе с нею в производстве пользуются железной аппаратурой.

При *нагревании* концентрированная серная кислота начинает *реагировать* с металлами, но иначе, чем разведенная.

■ ***Опыт 3.*** Нагрейте пробирку с серной кислотой и медью (от опыта 2), держа ее в зажиме от штатива, и наблюдайте происходящие явления. Обратите внимание на запах выделяющегося газа. Нагревайте осторожно и, как только начнется сильная реакция, прекратите нагревание. Дайте пробирке остыть и сохраните ее для следующего опыта. ■

При реакции концентрированной серной кислоты с металлами выделяется не водород, а сернистый газ SO_2. В данном случае серная кислота действует как *окислитель,* отдавая свой кислород металлу и восстанавливаясь в сернистую кислоту:

$$H_2SO_4 + Cu = H_2SO_3 + CuO.$$

Мы замечаем, что медь чернеет, превращаясь в окись.

Сернистая кислота при этом, конечно, разлагается:

$$H_2SO_3 = H_2O + SO_2.$$

Образовавшаяся окись меди затем начинает реагировать с избытком серной кислоты, образуя соль:

$$CuO + H_2SO_4 = CuSO_4 + H_2O.$$

Таким образом, *происходящая реакция — сложная*, и ее можно рассматривать как три последовательно идущие реакции. С подобными реакциями мы будем встречаться и в дальнейшем. Суммируя все три равенства (формулы промежуточных продуктов заключены в квадратные скобки), мы можем написать одно итоговое равенство:

$$\begin{array}{c} H_2SO_4 + Cu = [CuO] + [H_2SO_3] \\ [H_2SO_3] = H_2O + SO_2 \\ H_2SO_4 + [CuO] = CuSO_4 + H_2O \\ \hline 2H_2SO_4 + Cu = CuSO_4 + 2H_2O + SO_2. \end{array}$$

В пробирке, где происходила реакция, мы не замечаем характерного синего цвета медного купороса, так как в присутствии концентрированной серной кислоты образуется безводная серномедная соль, не содержащая кристаллизационной воды.

Убедиться, что при реакции действительно получается $CuSO_4$, можно на следующем опыте.

■ ***Опыт 4.*** Слейте жидкость из остывшей пробирки, в которой проделывался предыдущий опыт, прилейте в нее немного воды и раствор профильтруйте. Фильтрат будет синий, так как образовавшийся при предыдущей реакции безводный медный купорос соединяется с водой, образуя $CuSO_4 . 5H_2O$. ■

Реактивом (стр. 124) *на серную кислоту* и ее соли служит хлористый барий $BaCl_2$:

$$H_2SO_4 + BaCl_2 = BaSO_4 + 2HCl.$$

Сернобариевая соль отличается от других не растворимых в воде солей бария (стр. 111, таблица) тем, что она не реагирует с кислотами.

■ ***Опыт 5.*** Получите осадки углебариевой, сернистобариевой и сернобариевой солей и убедитесь, что первые две реагируют с соляной и азотной кислотами, или, как говорят, „растворяются" в соляной и азотной кислотах, сернобариевая же не растворяется. ■

8. Производство серной кислоты по контактному способу. Разобранная нами выше реакция окисления сухого сернистого газа в серный ангидрид и растворение серного ангидрида в 96—98% серной кислоте применяются при заводском производстве серной кислоты.

Этот способ называется *контактным способом*.

Явления катализа, происходящие на поверхности твердого катализатора, в месте *соприкосновения* „контакта", между катализатором и реагирующими веществами, иногда называют *контактными явлениями*. Отсюда происходит название „контактный способ".

Сернистый газ на наших заводах получается обжиганием серного колчедана в токе воздуха (стр. 157).

При производстве серной кислоты по контактному способу газы должны быть совершенно чистые и сухие, так как посторонние примеси вредно действуют на катализатор, как говорят, отравляют его. Поэтому газы, получающиеся при обжиге колчедана, должны быть тщательно очищены от пыли, промыты для удаления вредных растворимых примесей и высушены при помощи крепкой серной кислоты.

Существует несколько систем аппаратов для производства серной кислоты контактным способом. Мы познакомимся со схемой системы Герресгофа-Байера, которая в настоящее время считается наиболее выгодной и которая в СССР применяется на вновь построенных и строящихся заводах.

Мы здесь в первый раз встречаемся с крупным заводским химическим производством. Поэтому будет полезно внимательно разобраться в схеме этого производства, чтобы понять, как, на основании изучения данного химического процесса в лаборатории, строится производственный процесс, какова должна быть аппаратура, как сделать производство наиболее экономичным.

На устройстве завода серной кислоты мы познакомимся с целым рядом общих приемов, или принципов, лежащих в основе современного химического производства.

На рис. 142 (стр. 166) изображены упрощенная схема заводской аппаратуры и ее расположение. На схеме аппараты показаны как бы прозрачными, чтобы можно было видеть их внутреннее устройство.

Для того чтобы колчедан хорошо горел и полностью сгорал в SO_2 и Fe_2O_3, он должен быть измельчен. Кроме того, колчедан при обжиге необходимо перемешивать. Иначе сверху он будет гореть, а внутри слоя получится недожог.

Полное сгорание колчедана достигается в механической *колчеданной печи*, разделенной горизонтальными перегородками на ряд отделений (рис. 142). Непрерывно поступающий в печь колчедан все время перемешивается насаженными на центральную ось гребками, зубья которых поставлены наискосок.

Гребки одного отделения гонят колчедан к центру. Колчедан пересыпается в имеющийся около оси зазор в следующее отделение. Там зубья гребков повернуты так, что колчедан передвигается в обратном направлении и проваливается через ряд отверстий в следующее отделение и т. д.

Навстречу колчедану через печь все время движется *воздух*, входящий в печь через ряд отверстий в нижней части печи. Если при начале действия печи колчедан разжечь, то он будет во время движения непрерывно гореть, пока из него не выгорит вся сера. Таким образом, из нижнего этажа выходит уже почти не содержащая серы окись железа — „огарки", которые сыплются через имеющееся в нижнем этаже отверстие в подставленную тележку.

Передвижение колчедана навстречу воздуху способствует наиболее полному выгоранию серы, так как свежий воздух с наибольшим содержанием кислорода встречает уже почти прогоревший колчедан. Наоборот, воздух, часть кислорода которого уже израсходована, встречает

в верхних этажах свежий колчедан, который хорошо горит и при пониженном количестве кислорода в воздухе. Благодаря этому процесс значительно ускоряется и доходит до конца наиболее экономным образом.

Мы уже знаем (стр. 123), что принцип передвижения взаимодействующих веществ навстречу друг другу называется *принципом противотока* и постоянно применяется в технике.

Получившийся в печи сернистый газ в смеси с избытком воздуха поступает в *пылевую камеру*, где освобождается от пыли (распыленные колчедан и огарки).

На схеме изображена пылевая камера системы Коттреля. В пылевой камере газ с пылью проходит мимо ряда подвешенных к изоляторам проволок, помещенных между металлическими сетками. Проволоки соединены с отрицательным полюсом источника тока высокого напряжения и заряжаются отрицательно, сетки — соединены с землей. Между проволоками и сетками происходит электрический разряд.

Пылинки, проходя между проволоками, заряжаются отрицательно и притягиваются к положительно заряженным сеткам, с которых от времени до времени стряхиваются вниз; очищенный же от пыли газ выходит из аппарата. Электрическое улавливание пыли применяется в настоящее время на многих производствах как для очистки газов, так и для улавливания ценных продуктов, удаляющихся в виде пыли.

Очищенные от пыли газы охлаждаются в свинцовом *холодильнике*, в котором газы идут по трубам, охлаждаемым снаружи током воды.

Здесь также применяется принцип противотока. Газы идут сверху вниз, а вода движется снизу вверх. Опускаясь вниз, газы охлаждаются все больше и больше, так как вода, омывающая трубки,

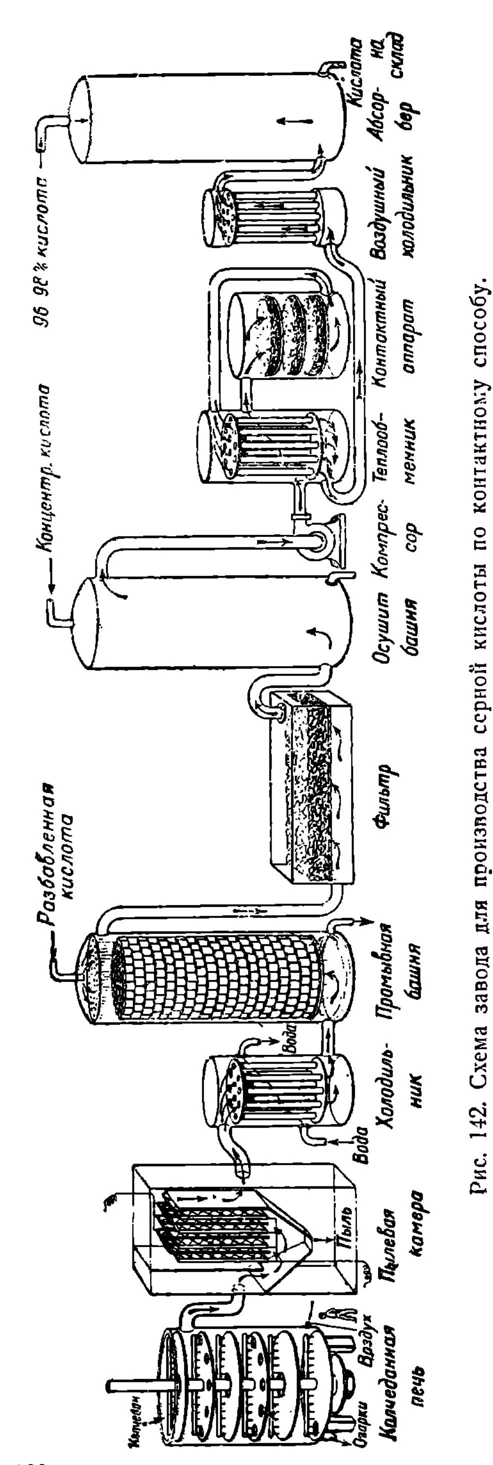


Рис. 142. Схема завода для производства серной кислоты по контактному способу.

по которым идут газы, чем ниже, тем холоднее. Этим достигается большая экономия воды и ускоряется охлаждение.

Далее газы промываются разбавленным раствором серной кислоты в трех последовательно расположенных *башнях* (на схеме — одна). Башни сделаны из свинца (на который разбавленная кислота не действует) и наполнены поставленными друг на друга пустотелыми цилиндриками — „кольцами" — из кислотоупорной глины, по которым навстречу току газов течет проходящая дождиком через дырчатую перегородку разбавленная серная кислота (опять принцип противотока). Назначение колец в башне — замедлить стекание кислоты, увеличить поверхность ее соприкосновения с газами, чтобы газы отдали кислоте все содержащиеся в них примеси.

Промытые газы затем освобождаются от мелких брызг кислоты. Для этого они проходят через три *фильтра* (на схеме — один), имеющие вид больших, покрытых внутри свинцом ящиков. В них на решетках насыпан слой мелкого кокса. Благодаря большой поверхности сечения ящиков ток газов замедляется, и все мелкие брызги успевают осесть на кусочках кокса.

Затем газы осушаются в башне такого же устройства, как промывная, но с орошением концентрированной серной кислотой.

Дальше идет центробежный насос — *компрессор*, который продвигает газы через всю систему аппаратов.

После этого газы проходят через *теплообменник* — аппарат, применяемый в очень многих химических производствах.

Для того чтобы понятна была роль теплообменника, следует сказать, что реакция между сернистым газом и кислородом, требующая высокой температуры, сама по себе идет с выделением тепла (припомните, что сера с железом начинают реагировать только после нагревания до определенной температуры, но при реакции происходит самораскаливание массы, т. е. выделение тепла).

Выделяющегося при реакции тепла совершенно достаточно, чтобы при помощи этого тепла нагреть поступающие в контактный аппарат газы до необходимой температуры. Поэтому только при пуске системы в ход газы предварительно нагреваются в особой печи (на схеме не показана), а затем нагревание поступающих в контактный аппарат газов идет за счет горячих газов, выходящих из контактного аппарата. При этом отходящие газы сами охлаждаются, что также представляет выгоду.

Теплообменник построен примерно так же, как холодильник (после пылевой камеры). Идущие из контактного аппарата горячие газы проходят по трубкам, поступающие же холодные газы омывают эти трубки снаружи. Это — принцип „теплообмена", который так же, как и принцип противотока, постепенно применяется в технике.

В *контактном аппарате* катализатор (как видно на схеме) расположен на ряде решетчатых перегородок.

Поступающие из контактного аппарата в теплообменник газы вместо SO_2 содержат уже SO_3. В теплообменнике они, как уже сказано, несколько охлаждаются и затем для окончательного охлаждения проходят через *трубчатый холодильник*, охлаждаемый наружным воздухом.

На схеме показан один контактный аппарат и один теплообменник, на самом же деле в установке Герресгофа-Байера их ставят по два последовательно, для того чтобы реакция проходила полнее.

Из холодильника газы идут в абсорбер — последнюю *башню* (или несколько башен) того же устройства, что и предыдущие. Здесь навстречу току газов течет содержащая немного воды (96—98%) серная кислота, которая насыщается серным ангидридом и превращается в безводную, 100% серную кислоту. Последняя частью отправляется как готовая кислота на склад, частью же разбавляется водой и идет на орошение абсорбера. Таким образом завершается процесс получения серной кислоты.

В производстве серной кислоты, как это ясно из описания, соблюдается еще один основной принцип современного производства — *принцип непрерывности*. В первые по порядку расположения аппараты непрерывно поступают колчедан и воздух, из последних непрерывно вытекает готовый продукт. Непрерывно же работают и все промежуточные аппараты.

Следует отметить, что та часть аппаратуры, где движутся *влажные газы* и где возможно присутствие разбавленной серной кислоты, делается из *свинца*, на который разбавленная кислота не действует. Там же, где имеются *сухие газы* или концентрированная серная кислота, применяется более дешевый материал — *железо*, на которое не действует концентрированная кислота.

Безводная 100% серная кислота H_2SO_4, или **моногидрат** (т. е. „одногидрат", соединение SO_3 с одной молекулой воды), способна еще растворять в себе избыток серного ангидрида SO_3, образуя густую дымящуюся жидкость, носящую название **олеум**. При большом избытке серного ангидрида (40—80%) олеум при обыкновенной температуре представляет кристаллическую массу. Олеум хранится в железных бочках и баках. Разбавлением олеума можно получить кислоту любой крепости.

Олеум имеет преимущество в тех случаях, когда серную кислоту приходится перевозить по железной дороге. Получается большая экономия на перевозке, так как не приходится платить за перевозку воды, которой можно разбавить олеум на месте. Кроме того, олеум требуется для некоторых производств.

9. Окисление сернистой кислоты в серную. Серная кислота может быть получена не только путем окисления сухого сернистого газа SO_2 в серный ангидрид SO_3, но и окислением сернистой кислоты H_2SO_3 непосредственно в серную кислоту H_2SO_4.

Раствор сернистой кислоты в неплотно закрытом сосуде постепенно окисляется кислородом воздуха:

$$2H_2SO_3 + O_2 = 2H_2SO_4.$$

Но этот процесс идет очень медленно.

Значительно быстрее идет окисление при помощи *окислителей*.

Если, например, прилить к раствору сернистой кислоты перекиси водорода, получается серная кислота:

$$H_2SO_3 + H_2O_2 = H_2SO_4 + H_2O.$$

Задача. Если к раствору сернистой кислоты прилить хлорной или бромной воды, то сернистая кислота окисляется в серную, а цвет хлора или брома пропадает. Объясните, — почему. Для этого припомните свойства хлорной воды и напишите равенство происходящей реакции.

Сернистая кислота является хорошим *восстановителем* и легко окисляется целым рядом веществ. Так, окислителем для сернистой кислоты может служить двуокись азота NO_2, которая при этом превращается в окись азота NO:

$$H_2SO_3 + NO_2 = H_2SO_4 + NO.$$

Это легко можно наблюдать на опыте. Бурый газ — двуокись азота — можно получить разложением азотносвинцовой соли нагреванием:

$$2Pb(NO_3)_2 = 2PbO + 4NO_2 + O_2.$$

Азотносвинцовая соль нагревается в пробирке, а двуокись азота (с кислородом) пропускается в склянку с небольшим количеством раствора

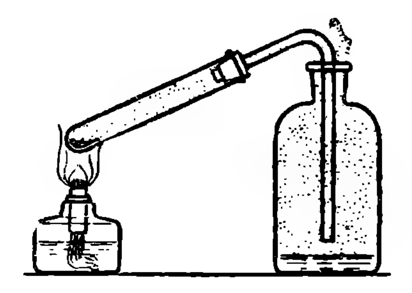


Рис. 143. Наполнение склянки с раствором сернистой кислоты двуокисью азота.

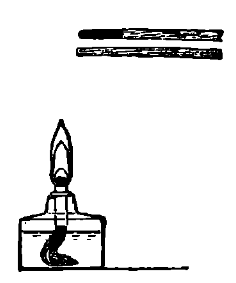


Рис. 144. Обугливание лучинки, смоченной раствором серной кислоты.

сернистой кислоты (рис. 143). Если склянку закрыть и раствор сильно взболтать, то бурый цвет двуокиси азота быстро пропадает, так как образующаяся окись азота бесцветна.

Повторив впускание двуокиси азота и взбалтывание несколько раз, мы можем нацело окислить сернистую кислоту в серную.

Для того чтобы убедиться, что у нас действительно получился раствор серной кислоты, можно воспользоваться способностью ее обугливать дерево (стр. 162). Если смочить полученным раствором лучинку и подержать ее высоко над пламенем лампочки, то вода испаряется, а остающаяся серная кислота обугливает лучинку. При нагревании же лучинки, смоченной первоначальным раствором сернистой кислоты, никаких изменений незаметно (рис. 144).

Образовавшаяся при реакции окись азота NO легко соединяется с кислородом воздуха и снова превращается в двуокись азота:

$$2NO + O_2 = 2NO_2.$$

Двуокись азота может опять окислить сернистую кислоту и т. д. Таким образом, при достаточном притоке воздуха, одним и тем же количеством двуокиси азота можно окислить любое количество серни-

стой кислоты в серную. Двуокись азота служит как бы передатчиком кислорода воздуха сернистой кислоте.

Кроме двуокиси азота, в процессе окисления сернистой кислоты в серную может принимать участие и другой окисел азота N_2O_3 (азотистый ангидрид), а также и азотная кислота, которая при разложении дает различные окислы азота и кислород. Но эти реакции — более сложные, и мы их разбирать не будем.

10. Камерный способ производства серной кислоты. Окислами азота пользуются при получении серной кислоты на заводах. Это так называемый *камерный способ* получения серной кислоты.

При этом способе сернистый газ получается обжиганием колчедана, как и при контактном способе, но очищаются газы только в пылевой камере. Бóльшей очистки не требуется.

При камерном производстве серной кислоты не готовят раствора сернистой кислоты и не взбалтывают его с окислами азота, как мы это делали при нашем опыте. Сернистый газ направляется вместе с избытком воздуха и окислами азота в громадные свинцовые вместилища — *камеры* (рис. 145, схема). Туда же сверху вводится в виде мельчайших брызг вода. В камерах таким образом происходит перемешивание газообраз-

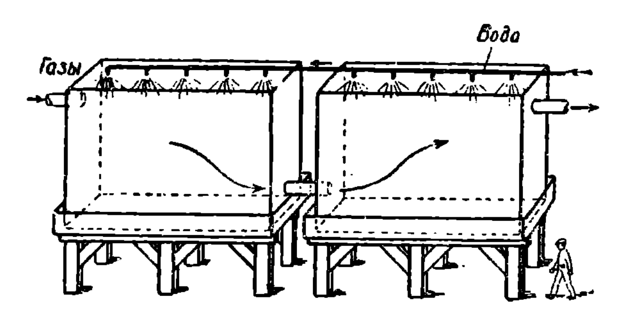


Рис. 145. Камеры для получения серной кислоты (схема).

ных веществ между собою и со взвешенными в виде тумана капельками воды. При этом и идет реакция окисления сернистой кислоты в серную при помощи окислов азота, а также обратное образование тех же окислов. Так как реакция идет здесь между газами, то для этого процесса и необходимы большие вместилища. С объемом камер связано количество получаемой серной кислоты.

Образующаяся серная кислота собирается на дне камер, азот же воздуха вместе с непрореагировавшими газами выходит наружу. При этом частично удаляются и окислы азота.

Последнее обстоятельство является крайне нежелательным. Окислы азота получаются из дорогой азотной кислоты (она примерно в 10 раз дороже серной) и, как уже было сказано, могут окислять неопределенно большое количество сернистой кислоты. Поэтому потеря их очень невыгодна. Кроме того, они ядовиты для людей и губят окружающую растительность.

Возвращение окислов азота обратно в камеры достигается при помощи двух аппаратов, один из которых был изобретен известным уже

нам французским ученым Гей-Люссаком (стр. 45), другой же — англичанином, сыном рабочего, Гловером (Glover). Это так называемые *башни* Гей-Люссака и Гловера. Эти башни показаны на схеме (рис. 146), изображающей разрез камерного завода серной кислоты.

В башне Гей-Люссака (на схеме, для сокращения места, показана одна башня Гей-Люссака, обычно же их бывает две, одна за другой) выходящие из последней камеры газы направляются снизу вверх между наполняющими башню кусками кокса. Навстречу газам стекает впускаемая в башню сверху концентрированная серная кислота, которая обладает способностью растворять окислы азота. Полученный раствор в технике носит название — *нитроза.* Нитроза, вытекающая из башни Гей-Люссака, перекачивается в *башню Гловера,* помещаемую перед первой камерой. Здесь нитроза течет вниз по наполняющим башню кольцам из обожженной кислотоупорной глины, а навстречу нитрозе поднимаются идущие из колчеданной печи горячие газы. Благодаря нагреванию окислы азота выделяются из нитрозы и таким образом поступают обратно в камеры. Окислы азота хорошо растворяются только в концентрированной серной кислоте. Поэтому для лучшего выделения окислов азота нитроза в гловеровой башне, как показано на схеме, разбав-

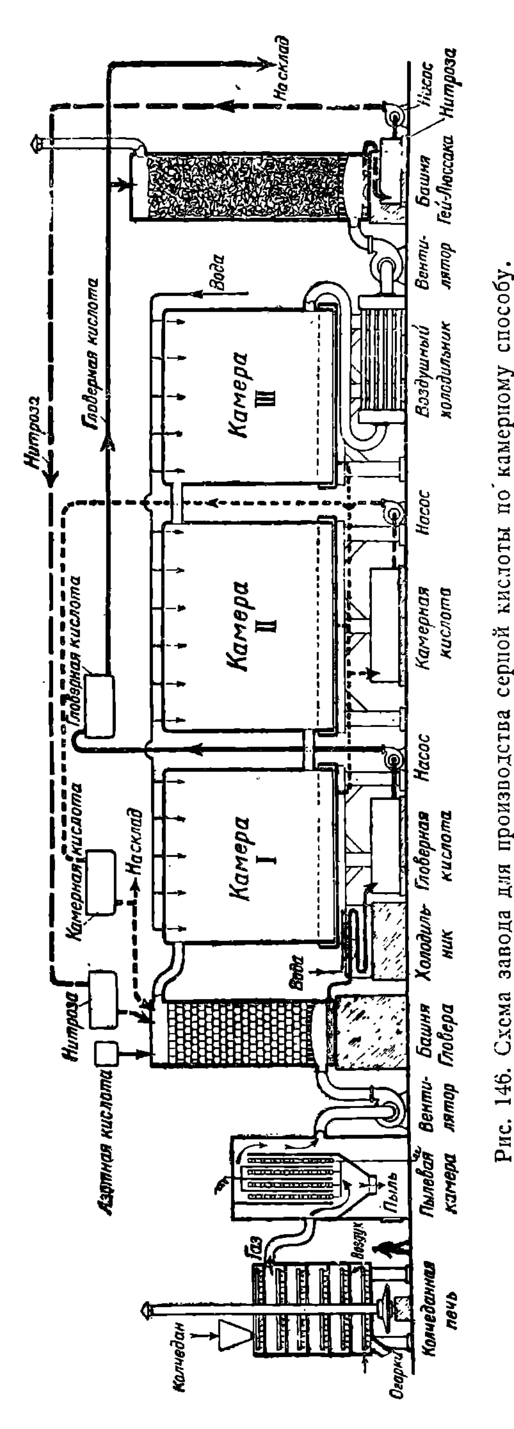


Рис. 146. Схема завода для производства серной кислоты по камерному способу.

ляется менее крепкой кислотой *из камер* (к этой кислоте иногда еще добавляется вода). Теряя окислы азота, нитроза превращается в серную кислоту.

Благодаря наличию воды (в камерной серной кислоте), сернистого газа и окислов азота в башне Гловера, помимо выделения окислов азота, идет одновременно интенсивное образование серной кислоты. Кроме того, благодаря высокой температуре происходит упаривание кислот, поступающих в башню (нитрозы, освободившейся от окислов азота, и камерной кислоты). В башне Гловера получается около 20—25% кислоты, вырабатываемой всей камерной системой.

Кислота в башне Гловера получается крепче, чем в камерах. Поэтому гловерная кислота идет на орошение башни Гей-Люссака.

Итак, окислы азота в камерной системе все время совершают *кругооборот* — от камер в башню Гей-Люссака, оттуда в башню Гловера и из башни Гловера обратно в камеры. Однако часть окислов азота неизбежно теряется: они уходят, не поглотившись в башне Гей-Люссака. Поэтому в башню Гловера всегда приходится добавлять некоторое количество азотной кислоты.

На схеме (рис. 146) показаны все остальные части камерной системы, в назначении которых легко разобраться, усвоив суть производственного процесса.

С камерного завода выпускается кислота двух сортов: *камерная* — крепостью около 66% H_2SO_4 и *гловерная* — крепостью около 78% H_2SO_4.

Для того чтобы получить из камерной и гловерной кислот концентрированную, их приходится „уваривать", испарять из них воду, что сопряжено с расходами на топливо и на особую кислотоупорную аппаратуру.

Следует еще в заключение сказать, что наряду с камерными заводами, и даже в большем числе, у нас строятся и намечаются к постройке так называемые *башенные заводы*. Эта система построена на тех же реакциях, что и камерная система, но вместо камер имеется лишь несколько башен Гловера и несколько башен Гей-Люссака. Из описания камерной системы должна быть понятна и работа башенной системы.

Башни наполнены кусками кварца, благодаря чему движущиеся через башни газы хорошо перемешиваются. А это позволяет ускорить движение газов. Процесс в башнях протекает быстрее, чем в камерах, и на каждый кубический метр объема системы получается больше кислоты. Происходит „интенсификация" процесса, в чем и заключается преимущество башенной системы по сравнению с камерной.

Мы познакомились с двумя основными способами получения серной кислоты. Который же из них выгоднее? Какой системы заводы намечаются к постройке на будущее время? На последний вопрос отвечаем: — *и тот и другой*. Дело в том, что для тех производств, которые требуют концентрированной серной кислоты—моногидрата или олеума (стр. 168), — выгоднее контактный способ, для тех же, где требуется более слабая кислота и где не требуется особенно чистой кислоты, выгоднее камерный или башенный способ.

11. Серная кислота и химическая промышленность. С серной кислотой мы редко встречаемся в повседневной жизни, но производственное значение ее огромно. Серная кислота является *основой химической промышленности* и применяется почти во всех химических производствах в качестве *полупродукта*, т. е. такого продукта, который

сам по себе не является предметом потребления, но служит материалом для производства других продуктов.

Для того чтобы показать громадное значение серной кислоты в производстве, достаточно перечислить следующие области ее применения.

Серная кислота применяется: в производстве *искусственных минеральных удобрений*, производстве, имеющем колоссальное значение для социалистического сельского хозяйства; в производстве взрывчатых веществ, необходимых для обороны страны; в производстве ряда кислот, солей, минеральных красок; в металлургии; в производстве каменноугольных красителей для текстильной промышленности; в производстве искусственного волокна, целлулоида; для очистки нефтяных продуктов; при переработке жиров; в сахарном производстве; в кожевенном производстве и т. д.

Зная способы получения и свойства серной кислоты, легко понять, почему она имеет такое большое значение в производстве.

Серная кислота получается непосредственно из доступного природного сырья, без применения искусственных химических материалов (полупродуктов), если не считать небольших количеств азотной кислоты, и без значительной затраты тепловой энергии. Поэтому серная кислота является *самой дешевой из кислот*. Будучи сильной и мало летучей кислотой, серная кислота легко вытесняет из солей другие кислоты, как соляную, азотную, уксусную, угольную, фосфорную. На этом основано применение ее для получения кислот и гидросолей, в частности — гидросолей фосфорной кислоты, употребляемых в качестве искусственных удобрений (см. ниже).

На способности серной кислоты жадно поглощать воду основано применение ее для сушения газов, и также — при реакциях, требующих отнятия воды. Так, например, при производстве многих взрывчатых веществ, целлулоида, красителей применяется смесь крепких азотной и серной кислот. В реакции участвует азотная кислота, серная же кислота служит для поглощения выделяющейся при реакции воды, чем поддерживается необходимая концентрация азотной кислоты.

Разрушающее действие серной кислоты на некоторые органические вещества объясняет применение ее для очистки нефтяных продуктов.

Энергичное действие на металлы объясняет применение серной кислоты при получении ее солей и т. д.

Серная кислота занимает первое место **в основной химической промышленности**, т. е. промышленности, которая вообще не вырабатывает предметов непосредственного широкого потребления, а производит *полупродукты*, применяемые далее в производстве других продуктов или являющиеся химическими материалами, имеющими какое-нибудь дальнейшее применение.

Кроме производства серной кислоты, к основной химической промышленности относятся производства других кислот, оснований, солей, минеральных удобрений. Все эти продукты являются *средствами производства*, а не продуктами потребления, в противоположность таким продуктам химической промышленности, как резина, искусственное волокно, стекло, жировые вещества, мыло, спички, лекарства и т. д.

В период социалистического строительства, индустриализации сельского хозяйства и мощного развития всей промышленности основная химическая промышленность играет в СССР особо важную роль. Это было подчеркнуто в постановлении XVII партконференции. Относительно

химической промышленности в постановлении сказано: „...полностью ликвидировать отставания от темпов развития народного хозяйства в целом. Особое внимание обратить на развитие основной химии и, прежде всего, на производство удобрений, для чего обеспечить переоборудование заводов и всемерное развертывание нового строительства".

Уже в первой пятилетке были достигнуты громадные успехи, и товарищ Сталин, подводя итоги первой пятилетки, мог сказать: „У нас не было серьезной и современной химической промышленности. У нас она есть теперь".

Основная химическая промышленность во втором пятилетии вышла в первую шеренгу ведущих отраслей социалистического хозяйства. Показателем развития основной химической промышленности является увеличение производства серной кислоты.

От 121 000 *т* годового производства серной кислоты в царской России в 1913 г. мы дошли до 495 000 *т* в конце первой пятилетки и до 1 208 000 *т* в 1936 г.

Рост сернокислотной промышленности должен не только обеспечить производство минеральных удобрений и надобности всех других видов промышленности, потребляющих серную кислоту, но также и производство взрывчатых веществ, обусловливающих боевую мощь нашего Союза и готовность его во всякую минуту отразить посягательства враждебных нам империалистических государств.

Серная кислота вообще является одним из важнейших продуктов в химизации промышленности СССР.

Химизация — это внедрение химии и химических методов в различные отрасли промышленности и народного хозяйства. Химия может и должна играть крупнейшую роль в целом ряде производств.

Химия разрабатывает способы применения *новых видов сырья*, как, например, апатиты Кольского полуострова, перерабатываемые на минеральные удобрения, титано-магнетиты Урала, которые раньше не применялись и из которых теперь получают железо и ценные элементы — титан, ванадий и т. д.

Синтетическая химия дала целый ряд *новых материалов*, как искусственное волокно, синтетический каучук, получаемый из спирта, искусственные красители для тканей, превосходящие разнообразием и яркостью цветов естественные растительные краски, твердые жиры, получаемые из менее ценных растительных масел.

Искусственно получаемые *пластические массы*, как целлулоид, бакелит и другие, с успехом заменяют ценные природные материалы и даже во многих случаях — металлы.

Химия дала целый ряд самых разнообразных *сплавов* металлов, отличающихся ценными качествами, как сверхтвердые сплавы (при помощи которых можно обрабатывать самые твердые сорта стали), нержавеющая сталь, кислотоупорные и жароупорные сплавы и т. д. Химия вырабатывает разнообразные *яды* для борьбы с вредителями сельского хозяйства, истреблявшими раньше продукты сельского хозяйства на многие миллионы рублей ежегодно.

В применениях химии мы получаем новые методы углубления и расширения воздействия человека на природу. Химия, таким образом, оказывает *огромное влияние на развитие производительных сил страны.*

Под влиянием достижений химии *рационализируются* и видоизменяются целые отрасли производств, например производство тканей в связи с выработкой искусственного волокна, машиностроение в связи с новыми сортами „качественных" сталей и новыми сплавами и т. д.

Поэтому и возник вопрос о все большем и большем внедрении достижений химии во все производства, о *химизации промышленности и сельского хозяйства.*

12. Комбинирование производств. Химия играет важную роль в вопросе об утилизации *отходов и отбросов* производств. Химия находит им все новые и новые применения.

Очень часто то, что раньше считалось отбросом, делается ценнейшим материалом. Так было, например, когда-то с каменноугольной смолой, которую вывозили с завода и выбрасывали. Теперь же она является незаменимым материалом для производства громадного числа разнообразных каменноугольных красителей, взрывчатых веществ, лекарственных веществ и т. д.

Отходы металлов используются для получения солей.

Из *шлаков* доменных печей теперь готовят хороший цемент.

Из *огарков* сернокислотных заводов извлекают медь и другие ценные металлы. Кроме того, огарки могут служить для выплавки чугуна.

В свою очередь, для производства самой серной кислоты могут быть использованы *отходы других производств*. Так, при выплавке меди, цинка, свинца обычно пользуются различными сернистыми соединениями, как медный колчедан $Cu_2S.Fe_2S_3$, цинковая обманка ZnS и другие. Эти соединения подвергаются предварительному обжигу при доступе воздуха, причем получаются окисел металла и сернистый газ SO_2. Например:

$$2ZnS + 3O_2 = 2ZnO + 2SO_2.$$

Металлургические заводы долгое время выпускали получающийся сернистый газ на воздух, и он отравлял окружающую местность. На больших пространствах вокруг заводов гибла вся растительность.

В настоящее время этот газ *используется для получения серной кислоты*. Это не только спасает окрестности заводов от отравления сернистым газом, но представляет огромную выгоду. Так, из одной тонны относительно богатого медью колчедана, с содержанием 2,5% меди и 45% серы, получается около 22 *кг* меди и около 1,25 *т* серной кислоты.

За последние годы у нас установлено несколько заводов серной кислоты, работающих на отходящих газах металлургических печей, и строится ряд новых заводов.

Помимо того, большое количество сырья, годного для получения сернистого газа, получается при так называемом *предварительном обогащении* сернистых руд, т. е. при отделении от руды посторонних, „пустых" пород. Обогащением получается более концентрированная руда, содержащая иногда до 75% металла, вместо нескольких процентов в первоначальной, необогащенной руде, что значительно облегчает и удешевляет плавку.

Обогащение теперь производится при помощи нового, выработанного за последние 15 лет, способа флотации.

Флотация основана на следующих явлениях. Различные твердые вещества обладают различной способностью смачиваться жидкостями. Одни, например, хорошо смачиваются водой, другие — маслом. Небольшая крупинка вещества, покрытая пленкой масла, может, будучи тяжелее воды, плавать на воде. Это легко можно наблюдать на следующем опыте. Если тонкую иглу покрыть тонким слоем жира (для чего ее достаточно потереть о волосы) и осторожно опустить на поверхность воды, то игла не тонет.

Оказалось, что природные сернистые металлы обладают способностью хорошо смачиваться маслом, но плохо смачиваться водой, и наоборот, пустая порода, сопровождающая сернистые руды, хорошо смачивается водой, но плохо смачивается маслом. Поэтому, если руду измельчить в мелкий порошок, смешать с небольшим количеством масла и взболтать с водой, то руда, смоченная маслом, всплывает, а пустая порода тонет.

В этот способ был введен ряд усовершенствований. Если к воде, в которой разболтан смоченный маслом порошок руды, прибавить вещества, способного образовать с водой пену, например соснового масла, и продувать через смесь воздух, то вместе с образующимися пузырьками пены поднимается руда, смоченная маслом, а пустая порода не поднимается. Этим увеличивается выход руды.

Подбирая различные масла и другие подобные вещества, прибавляя к воде различные химические соединения, можно добиться даже того, что одни сернистые соединения, содержащиеся в руде, будут лучше смачиваться, чем другие. Таким образом можно отделять, например, медную или свинцовую руду от примешанного к ней железного колчедана.

Полного отделения, однако, добиться не удается, и часть нужных сернистых соединений остается с пустой породой. Обогащенная руда носит в технике название **концентрат,** а оставшаяся масса примесей — **хвосты.**

Итак, в хвостах всегда содержится некоторое количество сернистых соединений: частью руды, частью отделенного серного колчедана. Такие хвосты при обжигании могут давать значительные количества сернистого газа, и их в настоящее время у нас используют на нескольких заводах для получения серной кислоты. Это совершенно новый источник сырья для производства серной кислоты, сберегающий наши запасы колчеданов.

Мы здесь встречаемся не только с очень ярким примером использования отходов производства для другого производства, но и с тем, как можно рационализировать и удешевлять различные производства, комбинируя их между собой. В данном случае мы имеем пример **комбината** из металлургического завода и чисто химического сернокислотного завода.

Такое *комбинирование производств* имеет колоссальное экономическое значение, и в настоящее время при планировании промышленности в СССР всегда стараются создавать не просто заводы, а комбинаты. Для этого при социалистическом строе открываются громадные возможности, совершенно недоступные капиталистическим странам, где комбинирование производств сталкивается с частными интересами капиталистов.

С комбинатами мы еще встретимся дальше.

13. Сходство серы с кислородом и с другими элементами. Если сопоставить химические свойства серы с химическими свойствами

кислорода, то нетрудно подметить между этими элементами химическое сходство.

1. Сера, как и кислород, обладает способностью образовать в свободном состоянии различные аллотропные видоизменения.

2. Состав водородного соединения серы H_2S сходен с составом водородного соединения кислорода H_2O. Водород воды замещается металлами с образованием окислов и гидратов окислов. Водород сероводорода также может замещаться металлами с образованием гидросолей и нормальных солей

$$H_2S + NaOH = NaHS + H_2O$$
$$H_2S + KOH = KHS + H_2O$$
$$H_2S + Mg = MgS + H_2 \text{ и т. д.}$$

3. Состав других сернистых соединений также большею частью сходен с составом соответствующих кислородных соединений:

Окиси натрия . .	Na_2O соответствует	Na_2S	— сернистый натрий
Едкому натру . .	$NaOH$	$NaHS$	— гидросернистый натрий
Окиси цинка . . .	ZnO	ZnS	— сернистый цинк
Пятиокиси сурьмы .	Sb_2O_5	Sb_2S_5	— пятисернистая сурьма
Углекислому газу . .	CO_2	CS_2	— сероуглерод

Есть еще два элемента, сходные с серой и с кислородом: *селен* Se (атомный вес 79) и *теллур* Te (атомный вес 127,6). Они также образуют аллотропные видоизменения, с водородом дают газообразные соединения: H_2Se — селенистый водород и H_2Te — теллуристый водород. И тот и другой обладают отвратительным запахом и ядовиты. Растворы их в воде — кислоты, которым соответствуют соли — селенистые и теллуристые металлы.

С кислородом селен и теллур дают ангидриды SeO_2 и TeO_2, которым соответствуют селенистая и теллуристая кислоты H_2SeO_3 и H_2TeO_3, сходные по составу с сернистой кислотой. Известны также селеновая кислота H_2SeO_4 и теллуровая кислота H_2TeO_4, сходные по составу с серной кислотой (соответственный ангидрид получен только для теллура).

Для всех этих кислот известны соли.

Кислород, сера, селен и теллур составляют, подобно галогенам, *группу сходных элементов.*

Элементы группы кислорода и группы галогенов имеют между собою *некоторое сходство:* соединяясь с водородом, и те и другие образуют *кислоты;* их кислородные соединения — *ангидриды кислот;* все они непосредственно соединяются с металлами, образуя *соли.*

Но в то же время между группой галогенов и группой кислорода есть и *существенные различия:* элементы группы кислорода в водородных соединениях двувалентны (H_2O и H_2S), галогены же — одновалентны (HCl).

Сероводород H_2S и другие водородные соединения группы кислорода — слабые кислоты, галогеноводородные кислоты (как HCl), наоборот, — сильные кислоты. Существенные различия наблюдаются также и в кислородных соединениях и в солях этих двух групп элементов.

Следует отметить, что взаимное сходство элементов группы кислорода менее ярко выражено, чем элементов группы галогенов.

ВОПРОСЫ ДЛЯ ПОВТОРЕНИЯ.

1. Какие аллотропные видоизменения серы вы знаете и чем они различаются? Которое из видоизменений серы самое устойчивое?
2. Что такое полиморфизм?
3. Перечислите важнейшие месторождения серы.
4. Как получается сернистый водород? Напишите равенство реакции.
5. Каковы физические и химические свойства сероводорода?
6. Как получается сернистый газ и каковы его свойства?
7. Какие особенности имеет сернистая кислота?
8. Как получается серный ангидрид и каковы его свойства?
9. Какие свойства имеет серная кислота? Напишите равенство реакции концентрированной серной кислоты с медью.
10. Перечислите важнейшие применения серной кислоты.
11. Что служит реактивом на серную кислоту и ее соли?
12. Какие способы производства серной кислоты вы знаете? Опишите схемы процессов. Напишите равенства реакций.
13. Какие сырые материалы нужны для производства серной кислоты по контактному и по камерному способам?
14. В чем заключаются принципы противотока и теплообмена?
15. Что называется основной химической промышленностью и каковы перспективы ее развития в СССР? Что такое химизация?
16. Укажите важнейшие применения серы.
17. Какое значение имеют комбинаты в химической промышленности? При каких только условиях возможно широкое комбинирование производств?
18. Назовите элементы, сходные с серой, и перечислите их свойства.
19. Сравните группу кислорода с группой галогенов.
20. Сколько тонн серного колчедана нужно обжечь для получения 392 *т* безводной серной кислоты?

XIV. АЗОТ.

Мы уже знаем, что азот встречается в природе в свободном состоянии. Он составляет по объему около $^4/_5$ воздуха. Но, помимо того, азот встречается и „в связанном виде“, т. е. в виде химических соединений. Важнейшими из них являются соли азотной кислоты, или так называемые селитры: азотнокалиевая соль KNO_3, азотнонатриевая $NaNO_3$, или „чилийская селитра“, большие залежи которой находятся в Южной Америке, в Чили, азотнокальциевая соль $Ca(NO_3)_2$. Все эти соли обычно содержатся в большем или меньшем количестве в *почве*. Кроме того, азот входит в состав многих веществ растительного и животного происхождения (органических веществ), главным образом, так называемых белков.

1. Свойства азота и его значение для растений и животных. Азот как простое вещество — газ без цвета, без вкуса и без запаха. Он немного легче воздуха. В воде растворяется в ничтожных количествах.

Один литр воздуха при нормальных условиях весит около 1,29 *г*, один литр азота — около 1,25 *г*.

В 100 *см*³ воды при 20° и нормальном давлении растворяется 1,7 *см*³ азота.

Название „азот“ происходит от греческого слова „азотос“, что означает „не пригодный для жизни“. Это название дано было Л а в у а з ь е вследствие того, что животные, помещенные в атмосферу азота, быстро умирали. Латинское название азота „нитрогениум“ означает „образующий селитры“. Во французских книгах в формулах вместо знака азота N часто применяют знак Az.

Азот — необходимая составная часть живых организмов как растительных, так и животных: он входит, как уже сказано, в состав белковых веществ, содержащихся в каждой живой клетке. Однако, несмотря на то, что в атмосфере имеется неисчерпаемый запас азота, *большинство животных и растений не могут ассимилировать* (усваивать) *непосредственно свободный азот из воздуха*. Они могут ассимилировать только азот связанный, т. е. азот в соединениях, которые уже в самих организмах перерабатываются далее в белковые и другие азотистые вещества.

Зеленые (хлорофильные) растения берут азот только из почвы, в которой азот содержится в виде селитр: KNO_3, $NaNO_3$, $Ca(NO_3)_2$.

Если выращивать растения на почве, совершенно лишенной соединений азота, то растения получаются чахлые и даже совсем погибают, несмотря на свободный доступ азота воздуха.

Наоборот, прибавление селитры к почве, содержащей мало соединений азота, весьма способствует росту растений.

Животные не могут усваивать азот ни в свободном виде, ни в виде солей. Для питания *животных* необходима *азотистая пища* растительного или животного происхождения. Существование животного мира, таким образом, неразрывно связано с существованием растительного мира: растения берут азот из почвы, животные — от растений.

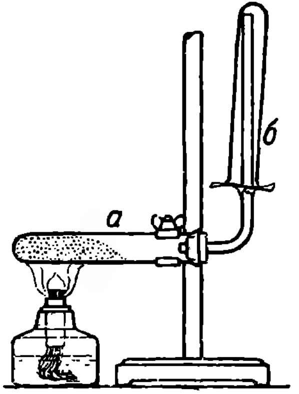


Рис. 147. Получение аммиака.

2. Аммиак. Азот с водородом образует несколько соединений. Мы остановимся на важнейшем соединении — аммиаке NH_3.

В лабораториях аммиак получают из *нашатыря*, кристаллического вещества, имеющего состав NH_4Cl, нагреванием его с известью $Ca(OH)_2$:

$$2NH_4Cl + Ca(OH)_2 = CaCl_2 + 2NH_3 + 2H_2O.$$

Аммиак — газ, легче воздуха, с характерным резким запахом.

■ ***Опыт.*** Приготовьте смесь нашатыря NH_4Cl и гашеной извести $Ca(OH)_2$ в порошке. Можно взять приблизительно ложку нашатыря и ложку сухой гашеной извести, но лучше взять по весу: взвесить ложку нашатыря и затем по равенству реакции рассчитать, сколько извести взять на данное количество нашатыря.

Смешайте порошки в ступке или, за неимением ступки, в фарфоровой чашке ложкой или лучинкой и обратите внимание на издаваемый смесью резкий запах — это запах аммиака.

Соберите аммиак в пробирку. Аммиак легче воздуха; поэтому его можно собирать, как водород, вытеснением воздуха. Для этого поместите смесь в пробирку *а*, закройте ее пробкой с трубкой, как на рис. 147, и укрепите в зажиме штатива так, чтобы донышко пробирки было чуть выше отверстия (при реакции образуется вода, которая не должна стекать на горячие стенки пробирки).

На трубку наденьте бумажку, проткнув в ней отверстие, и затем сухую пробирку *б*, как показано на рисунке; бумажка должна прикрывать отверстие пробирки. Нагревайте смесь не слишком сильно.

Когда заметите по запаху, что из пробирки выходит много аммиака, медленно поднимите пробирку; не перевертывая ее, заткните пальцем и перенесите в чашку или стакан с водой, чтобы наблюдать *растворение аммиака в воде*.

При покачивании пробирки аммиак растворяется в воде, и если в пробирке не осталось воздуха, то вода заполняет всю пробирку.

Если пробирку не покачивать, то растворение идет медленнее. Раствор аммиака в воде легче воды, и вода с поверхности быстро насыщается аммиаком, который лишь постепенно распространяется книзу.

Заткните пробирку под водой пальцем, переверните и прибавьте раствора лакмуса. *Лакмус синеет.* ■

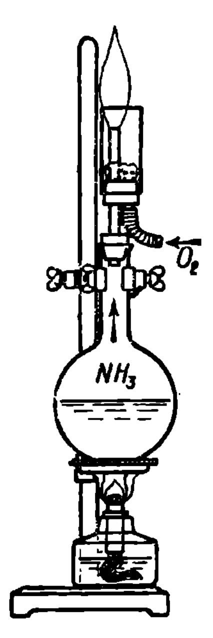


Рис. 148. Горение аммиака в кислороде.

Аммиак весьма хорошо растворяется в воде. Он значительно более растворим, чем даже хлористый водород (стр. 120). При обыкновенной температуре в одном объеме воды растворяется более 700 объемов аммиака.

Обыденное название раствора аммиака в воде — *нашатырный спирт.*[1]

Растворимость в воде аммиака, как и всякого газа, уменьшается с повышением температуры. Поэтому аммиак выделяется при нагревании крепкого раствора аммиака в воде. Этим иногда пользуются в лабораториях для получения небольших количеств газообразного аммиака.

В кислороде аммиак *горит* (рис. 148) бледным зеленоватым пламенем. В воздухе аммиак гореть не может, так как выделяющегося при горении тепла нехватает для нагревания смеси газов до температуры воспламенения аммиака.

При горении аммиака в кислороде получаются вода и азот:

$$4NH_3 + 3O_2 = 6H_2O + 2N_2$$

(частично образуется также немного окислов азота).

С заводскими способами получения аммиака мы встретимся ниже.

3. Соли аммония. Раствор аммиака в воде, как показывает опыт, имеет *щелочную реакцию*. Это для нас является совершенно неожиданным, так как до сих пор мы встречались со щелочной реакцией только гидратов окислов металлов (едких щелочей) и некоторых солей (стр. 112).

Для того чтобы понять, почему раствор аммиака, в состав которого не входит металл, имеет тем не менее щелочную реакцию, остановимся сначала еще на одном свойстве аммиака. Аммиак *легко соеди-*

[1] Нашатырный спирт часто неправильно называют „нашатырем".

няется с кислотами, причем получаются твердые кристаллические вещества.

При соединении аммиака NH_3 с хлористым водородом HCl получается в виде белого дыма тот самый нашатырь NH_4Cl, из которого мы получали аммиак:

$$NH_3 + HCl = NH_4Cl.$$

■ ***Опыт.*** Обмокните лучинку в крепкий раствор соляной кислоты и другую лучинку — в крепкий раствор аммиака и сблизьте их между собой. Вы замечаете образование густого белого дыма (рис. 149). Это — мельчайшие кристаллики нашатыря, образующиеся в воздухе при реакции между газообразными HCl и NH_3.

Тот же опыт можно повторить с аммиаком и крепкой азотной кислотой. ■

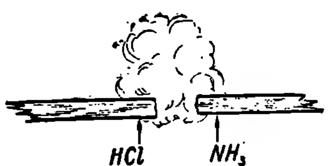


Рис. 149. Образование нашатыря из газов — аммиака и хлористого водорода.

С азотной кислотой HNO_3 аммиак дает NH_4NO_3 — твердое бесцветное кристаллическое вещество, похожее на нашатырь:

$$NH_3 + HNO_3 = NH_4NO_3.$$

Если приливать нашатырный спирт к растворам кислот: серной H_2SO_4, сернистой H_2SO_3, уксусной $H(H_3C_2O_2)$ и др., то после выпаривания получаются подобные же твердые вещества:

$$2NH_3 + H_2SO_4 = (NH_4)_2SO_4$$
$$2NH_3 + H_2SO_3 = (NH_4)_2SO_3$$
$$NH_3 + H(H_3C_2O_2) = NH_4(H_3C_2O_2).$$

Получающиеся при соединении аммиака с кислотами вещества по своему виду и свойствам весьма *напоминают соли*. Все эти вещества кристаллические, почти все растворяются в воде, легко вступают *в реакции обмена* с кислотами и солями.

Если, например, облить нашатырь крепкой серной кислотой, то происходит реакция обмена: так же, как и при действии H_2SO_4 на $NaCl$, выделяется хлористый водород HCl, и получается то же похожее на соль вещество, что и при соединении аммиака с серной кислотой — $(NH_4)_2SO_4$:

$$2NH_4Cl + H_2SO_4 = (NH_4)_2SO_4 + 2HCl.$$

Если к раствору азотносеребряной соли $AgNO_3$ прилить раствора нашатыря NH_4Cl, то так же, как и при реакции $AgNO_3$ с хлористым натрием $NaCl$, получается осадок хлористого серебра $AgCl$ (стр. 124):

$$AgNO_3 + NH_4Cl = NH_4NO_3 + AgCl.$$

Как видно из формул, во все соединения аммиака с кислотами, как получаемые непосредственно, так и косвенным образом — при реакциях обмена, входит *одна и та же группа элементов* (NH_4). Группа (NH_4) при образовании этих соединений как бы замещает в соответствующих

кислотах водород совершенно так же, как одновалентные металлы K и Na. Это ясно при сопоставлении соответствующих формул:

Кислота	Натриевая соль	Соединение кислоты с аммиаком
HCl	$NaCl$	NH_4Cl
HNO_3	$NaNO_3$	NH_4NO_3
H_2S	Na_2S	$(NH_4)_2S$
H_2SO_4	Na_2SO_4	$(NH_4)_2SO_4$
H_3PO_4	Na_3PO_4	$(NH_4)_3PO_4$ и т. д.

Ввиду сходства получаемых соединений с солями, группу NH_4 считают как бы сложным металлом и называют — **аммоний.** Соединения, получаемые при реакции между кислотами и аммиаком, называют *солями аммония:* NH_4Cl есть хлористый аммоний, $(NH_4)_2S$ — сернистый аммоний, NH_4NO_3 — азотноаммониевая соль, $(NH_4)_2SO_4$ — серноаммониевая соль и т. д.

Аммоний в свободном виде неизвестен. При попытках вытеснить аммоний из его солей каким-нибудь металлом получаются аммиак и водород.

Раствор аммиака в воде содержит раствор гидрата окиси аммония $NH_3 + H_2O = NH_4OH$, подобного едкому натру $NaOH$ и едкому кали KOH. Теперь понятно, почему нашатырный спирт обладает свойствами щелочи и на лакмус показывает щелочную реакцию. Гидрат окиси аммония NH_4OH можно назвать — *едкий аммоний.*

В природе аммиак образуется при гниении содержащих азот органических веществ, особенно в присутствии влаги; например, гниющие навоз, моча всегда пахнут аммиаком. Аммониевые соли содержатся в почве. В воздухе аммиак находится обычно в ничтожных количествах.

Аммиак и соли аммония образуются *при сухой перегонке каменного угля.* При сухой перегонке каменного угля получаются газы, смола и вода, содержащая раствор аммиака и соли аммония. От этой воды лакмусная бумажка синеет. В технике эта вода носит название *аммиачной воды.* В ней имеется около 15% аммиака в виде раствора и примерно столько же „связанного“ аммиака в виде солей аммония, главным образом, в виде углеаммониевой соли $(NH_4)_2CO_3$.

Аммиачная вода служит материалом для получения чистого аммиака и солей аммония.

Соли аммония так же, как и селитры, могут доставлять растениям необходимый им связанный азот и потому применяются в качестве *искусственных азотных удобрений.* Самой дешевой аммонийной солью является серноаммониевая соль $(NH_4)_2SO_4$, или *сульфат аммония,* обычное азотное удобрение. Для получения сульфата аммония аммиак из аммиачной воды выделяют нагреванием с известью и поглощают серной кислотой:

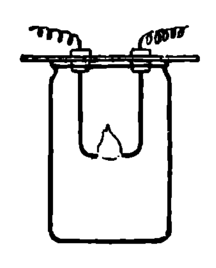
$$2NH_3 + H_2SO_4 = (NH_4)_2SO_4.$$

После сгущения раствора выпариванием сульфат аммония $(NH_4)_2SO_4$ выделяется в виде кристаллов.

Задача 1. Напишите равенства реакций: 1) между хлористым аммонием и едким натром, 2) между серноаммониевой солью и едким кали, 3) между ортофосфорноаммониевой солью и едким баритом.

Задача 2. Получите от преподавателя несколько солей и узнайте, которая из них является солью аммония.

4. Непосредственное соединение азота с кислородом. Азот может соединяться с кислородом при пропускании через смесь газов электрических разрядов. Для опыта можно воспользоваться воздухом, представляющим смесь, главным образом, азота и кислорода. Если в большую банку ввести проволоки (рис. 150), соединенные с сильной индукционной катушкой (прибор, дающий электрические искры), и пропускать через воздух в банке ряд сильных электрических искр, то между концами проволок наблюдается желтоватое пламя. Это пламя азота, горящего в кислороде воздуха. Воздух в банке постепенно буреет вследствие образования окислов азота (те же окислы получаются, если продувать воздух через вольтову дугу).


Рис. 150. Горение азота в кислороде.

Горение азота не только не распространяется по всей массе газов, как в смеси водорода с кислородом, но наоборот, сейчас же прекращается, как только прекращено пропускание искр. Это происходит вследствие того, что при горении азота тепло не выделяется, а поглощается.

Пламя наблюдается только до тех пор, пока извне, от электрических искр, притекает необходимое для поддержания пламени тепло.

При непосредственном соединении азота с кислородом образуется бесцветная окись азота NO. Соединяясь затем с кислородом воздуха, она образует двуокись азота NO_2 бурого цвета. В чистом виде окислы азота могут быть получены из азотной кислоты.

5. Азотная кислота. В лаборатории азотную кислоту легко получить по общему способу получения кислот, а именно — действием на соль азотной кислоты какой-нибудь другой, менее летучей кислотой. Обыкновенно пользуются калийной селитрой KNO_3 и концентрированной серной кислотой.

При слабом нагревании получается гидросернокалиевая соль $KHSO_4$, или *бисульфат калия,* и азотная кислота:

$$KNO_3 + H_2SO_4 = KHSO_4 + HNO_3.$$

■ *Опыт 1.* В пробирку *а* приборчика, изображенного на рис. 151, всыпьте селитры, сколько показано на рисунке слева (a_1). Прилейте (осторожно!) столько концентрированной серной кислоты (уд. в. 1,84), чтобы вся селитра была смочена кислотой (размешайте палочкой). Вставьте пробку с трубкой и укрепите пробирку на штативе так, чтобы конец трубки был опущен в пробирку *б*, погруженную в стакан с водой.

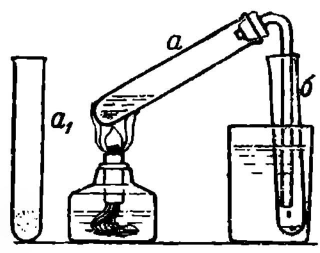


Рис. 151. Получение азотной кислоты в пробирке.

Осторожно нагревайте пробирку *а*, пока в пробирке *б* не соберется столько азотной кислоты, сколько показано на рис. 151 или немного больше (1—2 *см*³).

Обратите внимание на разрушающее действие азотной кислоты на пробку. Пробка иногда под конец опыта совсем отваливается.

Поднимите штатив вместе с пробиркой *а*, отставьте в сторону и под конец трубки подставьте чашку или стакан, чтобы капли кислоты не попали на стол.

Полученную азотную кислоту сохраните для следующих опытов. ■

При получении более значительных количеств азотной кислоты приборы с корковой или резиновой пробкой не годятся. Поэтому обычно пользуются ретортой со стеклянной пробкой, как на рис. 152, и собирают азотную кислоту в колбу.

Вместо калийной селитры KNO_3 можно взять природный материал — *чилийскую селитру* $NaNO_3$, которой иногда пользуются для получения азотной кислоты на производстве.

Но в настоящее время этот способ для получения больших количеств азотной кислоты не применяется, и поэтому мы на нем останавливаться не будем; современный же способ получения азотной кислоты описан ниже.

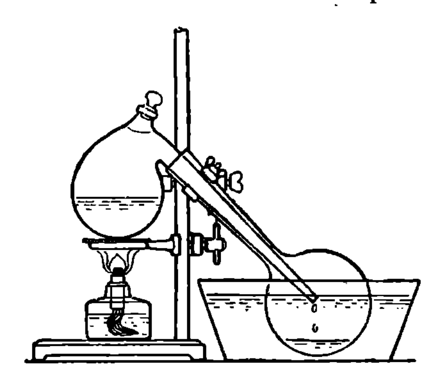


Рис. 152. Получение азотной кислоты в реторте.

Полученная нами азотная кислота окрашена в желтый цвет. При реакции мы наблюдаем выделение бурого газа. Это двуокись азота NO_2, образующаяся вследствие частичного разложения азотной кислоты при нагревании:

$$4HNO_3 = 4NO_2 + 2H_2O + O_2.$$

Образующаяся двуокись азота растворяется в азотной кислоте, почему кислота и имеет желтый цвет.

Совершенно чистая азотная кислота — бесцветная жидкость, примерно в $1^1/_2$ раза тяжелее воды, с характерным резким запахом.

Азотная кислота разлагается не только от нагревания, но и от действия *света*. Поэтому крепкая азотная кислота всегда бывает более или менее желтого цвета. Двуокись азота можно удалить из азотной кислоты продуванием воздуха.

Концентрированная азотная кислота *дымит* на воздухе, так как пары азотной кислоты притягивают влагу из воздуха, и получаются мельчайшие капельки раствора. Явление нам знакомое по соляной кислоте (стр. 120).

Концентрированная азотная кислота быстро *разрушает* многие органические вещества. Если капля крепкой азотной кислоты попадает на руку, то на коже остается желтое пятно, даже если руку сейчас же вымыть, а если не вымыть, то на коже получится язва.

На одежде азотная кислота также обыкновенно оставляет пятна, так как разрушает краску, а отчасти и самую ткань, особенно — шерстяную.

Если прилить концентрированной азотной кислоты к раствору синей краски индиго, краска обесцвечивается.

Все эти явления объясняются *непрочностью азотной кислоты*, которая легко разлагается с выделением кислорода. Кислород же в момент

выделения реагирует гораздо энергичнее, чем кислород воздуха (стр. 127). Поэтому *азотная кислота* является *сильным окислителем.*

Опущенный в нагретую азотную кислоту накаленный уголь не только не потухает, но ярко горит в кислоте за счет выделяющегося кислорода (рис. 153). Из стакана вырываются бурые клубы двуокиси азота.

Смесь азотной кислоты с серной действует еще сильнее, так как серная кислота отнимает от азотной кислоты воду, безводная же кислота разлагается еще легче. Если в смесь азотной и серной кислот капнуть скипидара, то он настолько сильно окисляется, что происходит вспышка. При этом опыте, для того чтобы не пострадать от брызг кислоты в момент вспышки, чашечка со смесью ставится в большую банку (рис. 154).

Рис. 153. Горение угля в азотной кислоте.

Азотная кислота сильно действует *почти на все металлы* (кроме золота, платины и некоторых редких металлов).

■ *Опыт 2.* Испытайте полученную вами азотную кислоту. Обмокните в кислоту лучинку и капните каплю кислоты на окрашенную материю, например на голубую бумажную ткань. Получается светлое пятно. Лакмусная бумажка от капли кислоты тоже обесцвечивается.

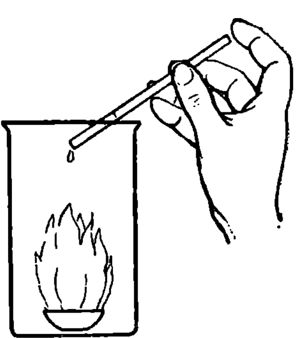


Рис. 154. Вспышка скипидара в азотной кислоте.

Дерево лучинки от крепкой азотной кислоты желтеет.

Внесите каплю концентрированной азотной кислоты в пробирку с несколькими кубическими сантиметрами воды и повторите опыт с синей лакмусной бумажкой — она краснеет. Слабый раствор азотной кислоты не действует на краску разрушающе.

Зажгите не очень тонкую лучинку, дайте ей погореть, чтобы на конце образовался уголь, задуйте и тлеющим огнем коснитесь поверхности вашей кислоты, предварительно нагрев ее. Уголек начинает ярко гореть в кислоте.

Бросьте в ту же пробирку комочек медной проволоки или кусочки медной пластинки. Через некоторое время начинается сильная реакция с выделением бурых паров двуокиси азота. Жидкость зеленеет. При разбавлении водой получается синий раствор. ■

Между крепкой азотной кислотой и медью происходит реакция:

$$Cu + 4HNO_3 = Cu(NO_3)_2 + 2NO_2 + 2H_2O.$$

Эту реакцию можно объяснить таким образом. Две молекулы HNO_3, разлагаясь, дают двуокись азота, воду и кислород:

$$2HNO_3 = 2NO_2 + H_2O + O.$$

Кислород в момент выделения окисляет медь:

$$Cu + O = CuO.$$

Окись меди вступает в реакцию с азотной кислотой:

$$CuO + 2HNO_3 = Cu(NO_3)_2 + H_2O.$$

В результате мы имеем приведенную выше реакцию.

Эту реакцию можно изобразить в виде итога нескольких реакций, как мы это делали, разбирая реакцию между медью и крепкой серной кислотой (формулы промежуточных продуктов реакции заключены в квадратные скобки):

$$2HNO_3 = H_2O + 2NO_2 + [O]$$
$$Cu + [O] = [CuO]$$
$$2HNO_3 + [CuO] = Cu(NO_3)_2 + H_2O$$
$$\overline{4HNO_3 + Cu = Cu(NO_3)_2 + 2H_2O + 2NO_2.}$$

Азотномедная соль синего цвета, но в смеси с бурой двуокисью азота получается зеленая окраска. При разбавлении же водой двуокись азота вступает с нею в реакцию, образуя бесцветные вещества (см. ниже), и синий цвет азотномедной соли ясно виден.

Всякая реакция *окисления*, как известно (стр. 86), сопровождается *восстановлением*. Азотная кислота окисляет медь, медь восстанавливает азотную кислоту до двуокиси азота. В присутствии восстановителя, отдавая ему свой кислород, азотная кислота разлагается гораздо быстрее, чем сама по себе.

На железо концентрированная азотная кислота не действует. Это объясняют тем, что на поверхности металла получается тонкая пленка окисла, которая препятствует дальнейшему действию кислоты. Говорят, что железо делается в азотной кислоте **пассивным.**

Пассивность железа позволяет применять его при устройстве химической аппаратуры как в производстве самой азотной кислоты, так и при химических процессах с участием азотной кислоты.

Азотная кислота несколько разбавленная водой, бурно реагирует с железом, выделяя окислы азота.

Кроме железа, по отношению к концентрированной азотной кислоте пассивен также алюминий, который, как и железо, применяется в аппаратуре химических заводов, имеющих дело с концентрированной азотной кислотой. С разбавленной кислотой алюминий начинает бурно реагировать, как и железо.

Азотной кислотой пользуются на практике для получения растворимых солей путем действия кислоты на металлы или, как говорят, для „растворения" металлов, особенно таких, как медь, серебро, на которые одни кислоты (соляная, уксусная) совсем не действуют, другие (серная) действуют с трудом.

Золото и платина растворяются в смеси соляной и азотной кислот, в так называемой *царской водке*. Действие царской водки на золото и платину объясняется тем, что при реакции между азотной и соляной кислотами выделяется хлор. Хлор в момент выделения действует на названные металлы, образуя $AuCl_3$ и $PtCl_4$.

При реакции, кроме хлора, образуется хлористый нитрозил NOCl:

$$3HCl + HNO_3 = NOCl + Cl_2 + 2H_2O.$$

При действии раствора азотной кислоты на *металлы, легко выделяющие из кислот водород*, как магний, кальций, цинк и т. п., происходит ряд сложных реакций. Получаются соли азотной кислоты и продукты восстановления ее, различные в зависимости от концентрации кислоты и от того металла, который с нею реагирует.

Эти реакции могут быть объяснены так: металл реагирует с кислотой обычным образом, т. е. получается соль и водород:

$$Mg + 2HNO_3 = Mg(NO_3)_2 + H_2.$$

Действительно, при действии магния на очень разбавленные растворы азотной кислоты мы замечаем медленное выделение водорода.

Если же кислота более крепкая, то водород *не выделяется* в свободном виде, а восстанавливает в момент выделения окружающие молекулы азотной кислоты, причем получаются различные окислы азота — NO_2, NO, N_2O:

$$HNO_3 + H = H_2O + NO_2,$$
$$HNO_3 + 3H = 2H_2O + NO \text{ и т. д.}$$

Может происходить даже полное отнятие от HNO_3 кислорода и образование аммиака NH_3:

$$HNO_3 + 8H = NH_3 + 3H_2O.$$

Образующийся аммиак дает с азотной кислотой азотноаммониевую соль:

$$NH_3 + HNO_3 = NH_4NO_3.$$

Так, например, при реакции между азотной кислотой и цинком кроме $Zn(NO_3)_2$ в растворе получается NH_4NO_3.

6. Окислы азота. Мы уже встречались с окисью азота NO, которая играет большую роль в камерном производстве серной кислоты (стр. 169).

Получить *окись азота* в чистом виде можно действием немного *разбавленной* азотной кислоты на медь. Происходят следующие реакции, которые затем можно суммировать, как мы это делали раньше:

$$2HNO_3 = 2NO + H_2O + [3O]$$
$$3Cu + [3O] = [3CuO]$$
$$6HNO_3 + [3CuO] = 3Cu(NO_3)_2 + 3H_2O$$
$$\overline{8HNO_3 + 3Cu = 3Cu(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O.}$$

■ ***Опыт.*** В пробирку *а* приборчика, как на рис. 155, поместите комочек медной проволоки или обрезки меди и прилейте слегка разбавленной водой азотной кислоты, вставьте пробку с трубкой и, когда из пробирки *а* начнется сильное выделение газа, соберите его в пробирку *б* над водой.

Можно собрать 2—3 пробирки газа.

В пробирке *а* газ бурого цвета, в пробирке же *б* собирается совершенно бесцветный газ. Это и есть окись азота NO.

Закройте пробирку с NO под водой пальцем, выньте, переверните и, став перед светом, отнимите палец. Вы заметите, что газ в пробирке начинает буреть и бурые клубы выходят из пробирки. ■

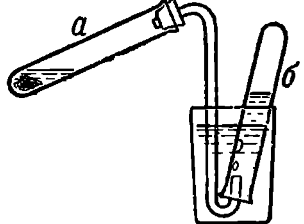


Рис. 155. Получение окиси азота.

Бесцветная окись азота NO соединяется с кислородом воздуха, образуя бурую двуокись азота NO_2:

$$2NO + O_2 = 2NO_2.$$

Реакция между NO и кислородом, как уже было выяснено, происходит в камерах при производстве серной кислоты (стр. 169—171).

Окись азота NO с водой не реагирует. Она принадлежит к *несолеобразующим окислам* (стр. 116).

Двуокись азота мы уже получали разложением азотносвинцовой соли:

$$2Pb(NO_3)_2 = 2PbO + 4NO_2 + O_2.$$

Двуокись азота получается смешанной с кислородом, но легко может быть от него отделена, так как при охлаждении в смеси снега с солью легко превращается в жидкость.

При этом молекула двуокиси азота усложняется, происходит *полимеризация* (стр. 160) и получается N_2O_4.

$$2NO_2 \rightleftarrows N_2O_4.$$

Эта реакция — обратимая, почему здесь вместо знака равенства и поставлены две стрелки. N_2O_4 — желтоватая жидкость, которая при повышении температуры буреет и, испаряясь, постепенно переходит обратно в NO_2.

При получении окиси азота мы заметили, что в пробирке, где шла реакция между медью и азотной кислотой, получался бурый газ. Это был NO_2, а в пробирке над водой собирался бесцветный газ NO.

Двуокись азота NO_2 образовалась при реакции между окисью азота и находившимся в пробирке воздухом. Но двуокись азота, в противоположность окиси азота, растворима в воде, почему и удается собрать над водой чистую окись азота NO.

Двуокись азота имеет свойства ангидрида. Это так называемый *смешанный* ангидрид. При растворении двуокиси азота в воде получаются *две кислоты* — азотная HNO_3 и азотистая HNO_2:

$$2NO_2 + H_2O = HNO_3 + HNO_2.$$

Кроме перечисленных окислов азота, известно еще несколько: закись азота N_2O — бесцветный газ, азотистый ангидрид N_2O_3 — синяя жидкость (при —20°), разлагающаяся при обыкновенной температуре на NO и NO_2, азотный ангидрид N_2O_5 — бесцветные кристаллы.

Этих окислов мы рассматривать не будем. Отметим только, что азотный ангидрид N_2O_5, в противоположность серному ангидриду, для получения азотной кислоты не применяется и практического значения не имеет.

7. Соли азотной кислоты. Соли азотной кислоты, или *нитраты*, имеют одно общее свойство: все они *хорошо растворимы в воде.*

Наибольшее значение имеют *селитры*: $NaNO_3$, KNO_3, $Ca(NO_3)_2$ и NH_4NO_3, дающие растениям связанный азот. Селитры, как уже сказано, находятся в почве, но обычно в очень небольших количествах. Благодаря их хорошей растворимости в воде, они могут накопляться только в таких местах, где бывает очень мало атмосферных осадков. Все сколько-нибудь значительные *залежи селитр* встречаются в земле на небольшой глубине, в пустынных жарких местностях, где не бывает, или почти не бывает, дождей. В СССР находятся небольшие скопления калийной селитры KNO_3 в Узбекской ССР и в Казахской ССР, в районах древних, покинутых городов и селений.

Подобные же скопления селитр находятся и в других странах с соответствующими климатическими условиями.

Только одно из этих скоплений селитры является исключительно громадным, это залежи натриевой селитры $NaNO_3$ в Южной Америке, в Чили, в узкой полосе пустыни, где никогда не бывает дождей.

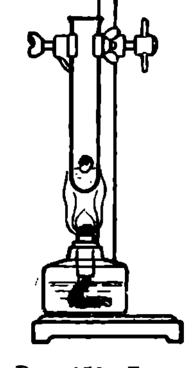
Залежи чилийской селитры измеряются сотнями миллионов тонн.

До недавнего времени это был единственный в мире источник связанного азота. Из него ежегодно черпается по нескольку миллионов тонн селитры, которая вывозится во все страны. Чилийская селитра является прекрасным азотным удобрением. Кроме того, она может служить материалом для получения азотной кислоты и ее солей — нитратов, в частности азотнокалиевой соли KNO_3.

Все залежи селитры, включая и залежи в Чили, несомненно, органического происхождения. Селитры образуются в почве при разложении растительных и животных остатков.

Натриевая и калиевая селитры, как вообще соединения K и Na, имеют близкие свойства, но $NaNO_3$ отличается от KNO_3 своей гигроскопичностью, т. е. способностью поглощать влагу воздуха: она легко отсыревает.

Селитры, как и азотная кислота, — вещества, легко разлагающиеся, и при нагревании легко выделяют кислород. За счет этого кислорода на расплавленной селитре могут гореть различные вещества, например уголь и сера.


Рис. 156. Горение угля на селитре.

■ *Опыт.* Возьмите в пробирку немного селитры, не больше, чем показано на рис. 156. Укрепите пробирку вертикально на штативе, нагрейте селитру до плавления и, когда начнут появляться пузырьки (начало разложения), бросьте в пробирку накаленный кусочек угля. Он ярко горит на селитре и подбрасывается образующимся при горении углекислым газом.

Когда уголек догорит или выскочит из пробирки, отставьте лампочку и бросьте в пробирку маленький (со спичечную головку) кусочек серы. Сера загорается и горит ярким белым пламенем (пробирка при этом нередко плавится). ■

На этом свойстве селитры основано ее применение для приготовления черного пороха. *Черный порох* представляет смесь калиевой селитры KNO_3, серы и угля. При взрыве пороха уголь сгорает за счет кислорода селитры, сера соединяется с калием, а азот выделяется в свободном виде:

$$2KNO_3 + S + 3C = 3CO_2 + K_2S + N_2.$$

Образующиеся при взрыве и расширяющиеся от выделяющегося при реакции тепла газы выталкивают из огнестрельного оружия пулю, дробь и т. п.

Сернистый калий дает дым и „нагар“ в оружии. При действии влаги воздуха на сернистый калий он образует небольшие количества сероводорода, почему из дула ружья после стрельбы пахнет сероводородом.

Если смешать порошки селитры, серы и угля в количествах, соответствующих приведенному равенству (смешивать можно только на листе

бумаги, но не в ступке), и к кучке полученного порошка поднести пламя лучинки, то порошок дает яркую вспышку. В вспышке пороха не участвует кислород воздуха. В этом легко убедиться, если поместить кучку пороха в банку, которую наполнить углекислым газом, не поддерживающим горения (рис. 157). Если затем коснуться пороха накаленным концом проволоки, то порох дает такую же вспышку, как и на воздухе.

В ружье происходит такая же вспышка, но здесь создается большое давление образующихся газов, и затем происходит резкое их расширение в момент вылета пули или дроби из дула ружья. Это резкое расширение сжатых газов вызывает сотрясение воздуха, и мы слышим характерный *звук выстрела*. Звук выстрела мы слышим и при стрельбе из детского воздушного пистолета в тот момент, когда пробка выталкивается сжатым воздухом, но только этот звук, конечно, гораздо более слабый.

Если воспламенить порох в способной выдержать большое давление железной трубке с плотно завинченной крышкой, то мы никакого звука не услышим.

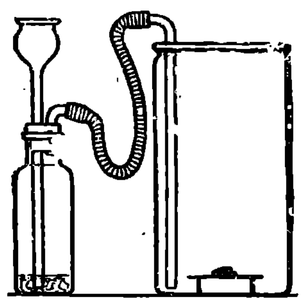


Рис. 157. Порох в банке с углекислым газом.

При воспламенении пороха на воздухе происходит, хотя и очень быстрое, но постепенное расширение газов. Поэтому слышен только слабый звук вспышки.

Бывают взрывчатые вещества, разлагающиеся почти моментально и выделяющие газы с несравненно большей скоростью, чем черный порох. Примером такого взрывчатого вещества может служить азид свинца PbN_6. Если небольшую кучку этого вещества поместить на конце металлической пластинки и нагреть, то мы услышим такой же звук, как при выстреле из ружья. Образующиеся при разложении PbN_6 азот и пары свинца выделяются с громадной быстротой, производят сотрясение окружающего воздуха, и мы слышим звук выстрела или взрыва. В пластинке, если она не очень толстая, получается ямка или даже пробивается дырка.

Таким образом звук выстрела или взрыва слышен только при резком и быстром расширении газов.

Черный порох был изобретен более 500 лет назад, по одним преданиям — немецким монахом Шварцем, по другим преданиям — английским монахом Бэконом, и с тех пор до сравнительно недавнего времени служил главным образом для военных целей. С половины прошлого столетия, когда были изобретены более сильные взрывчатые вещества, черный порох начал терять свое значение. В настоящее время он применяется, главным образом, для мирных целей: для некоторых подрывных работ в горном деле, в качестве дешевого охотничьего пороха и в пиротехнике (приготовление ракет, фейерверков и т. п.).

Аммониевая, или, как ее иногда называют в технике, *аммиачная селитра*, нитрат аммония NH_4NO_3, готовится в больших количествах нейтрализацией раствора азотной кислоты аммиаком:

$$HNO_3 + NH_3 = NH_4NO_3.$$

Аммониевая селитра служит для двух целей — она является прекрасным, концентрированным азотным удобрением, так как содержит большой процент азота, и, кроме того, является взрывчатым веществом.

Как взрывчатое вещество аммониевая селитра служит преимущественно мирным целям. Она входит как основная составная часть в целый ряд взрывчатых смесей, имеющих особенно важное применение для взрывных работ в каменноугольных копях. Взрывчатые вещества с аммониевой селитрой обладают „антигризутными" свойствами — их взрыв не передается рудничному газу, т. е. смеси выделяющегося обычно в копях метана (CH_4) с воздухом. Взрывы рудничного газа представляют громадную опасность для рабочих каменноугольных копей. Поэтому у нас принимаются все меры к предотвращению возможности таких взрывов.

Взрывчатые свойства аммониевой селитры делают небезопасным хранение запасов NH_4NO_3 в чистом виде. Чтобы сделать ее менее опасной, ее смешивают с сульфатом аммония $(NH_4)_2SO_4$, также применяемым в качестве удобрения. Такая смесь носит техническое название *лейна-селитра.*

Азот, необходимый для жизни, является в то же время и орудием смерти. Новые боевые *взрывчатые вещества,* которые заменили черный порох, также содержат в своем составе азот. Азот является составной частью пироксилина, бездымного пороха, нитроглицерина, мелинита, тротила и других сильно взрывчатых веществ (о них говорится в курсе органической химии).

8. Проблема связанного азота. Производство взрывчатых веществ для военных целей представляет для нас необходимость, пока мы окружены империалистическими государствами, для которых война является неизбежным результатом их политического строя.

По существу мы гораздо более заинтересованы мирными применениями соединений азота и особенно — искусственными азотными удобрениями, необходимыми для укрепления реконструированного сельского хозяйства.

Растение для своего питания и роста нуждается в целом ряде элементов, которые в „связанном виде", т. е. в виде соединений, оно всасывает своими корнями из почвы. *Важнейшие элементы* почвы, без которых растение существовать безусловно не может: металлы — калий K, кальций Ca, магний Mg, железо Fe и неметаллы — азот N, фосфор P, сера S, водород H и кислород O (последние два как составные части воды). Большинство этих элементов обычно находится в почве в достаточном количестве, но есть *три элемента, которых в почве мало* и в которых растение может терпеть недостаток на возделываемой почве. Это — *фосфор* P, *калий* K и особенно *азот* N.

В естественных условиях, на нетронутой человеком почве, растения произрастают, не испытывая недостатка в азоте. Это можно отчасти объяснить тем, что растение погибает на том же месте, где оно выросло, и азот при гниении растений возвращается обратно в почву.

В процессе гниения как погибших растений, так и трупов и отбросов животных участвуют *гнилостные бактерии,* которые превращают азот белковых веществ в аммиак (запах аммиака в плохом коровнике, в грязной уборной).

Другие виды бактерий почвы — *нитрофицирующие бактерии* — превращают этот аммиак в нитраты — селитры.

Однако исследование этих процессов показывает, что азот растений далеко не полностью возвращается в почву. Значительная часть его при *разложении* органических веществ *выделяется в воздух*.

Кроме того, селитры как вещества хорошо растворимые частично *вымываются* из почвы водой, сносящей селитру в реки и затем в море, откуда она обратно в почву не возвращается.

Наконец, часть азота выделяется в воздух при *горении* во время лесных и степных пожаров и также теряется почвой.

Каким же образом возобновляются эти потери азота в почве?

Долгое время единственное объяснение находили в *грозах*, в электрических разрядах в атмосфере, при которых в воздухе образуются окислы азота, дающие азотную кислоту, как в нашем опыте с пропусканием электрических искр через воздух (стр. 183).

Рис. 158. Клубеньки на корнях бобового растения.

Но определение количества азотной кислоты в дождевой воде во время гроз показывает, что одни грозы ни в каком случае не могут покрыть естественной убыли азота в почве.

Загадка была разрешена только тогда, когда был открыт постоянный источник пополнения убыли азота в почве. Этот источник — *особые бактерии*.

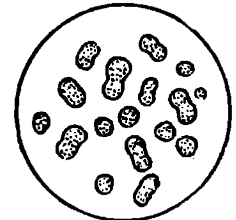


Рис. 159. Бактерии, усваивающие азот воздуха (под микр.).

Уже давно было известно, что плодородие почвы повышается при многопольном хозяйстве, при котором в плодосмен входят так называемые *бобовые растения* — клевер, вика, горох, лупин и др. Оказалось (1888 г.), что эти растения улучшают почву не сами по себе, а благодаря селящимся на их корнях бактериям.

Бактерии, поселяющиеся на корнях этих растений, вызывают образование заметных простым глазом желвачков, или клубеньков (рис. 158), почему эти бактерии и получили название *клубеньковых бактерий*.

Клубеньковые бактерии обладают способностью строить свои азотистые вещества непосредственно из азота воздуха.

Кроме того, было открыто еще несколько видов бактерий, *живущих непосредственно в почве* и также обладающих способностью усваивать свободный азот воздуха (рис. 159). После гибели бактерий как клубеньковых, так и почвенных накопленный ими азот переходит при гниении в почву, которая таким образом обогащается азотом.

Почвенные бактерии, связывающие, или *фиксирующие, азот* воздуха, были открыты русским ученым Виноградским (1893 г.).

Таким образом было разъяснено, какими путями азот воздуха возвращается в почву.

Между прочим, изучение бактерий почвы показало, что между ними есть и вредные бактерии — *денитрифицирующие*, которые разлагают нитраты почвы и выделяют скопленные другими бактериями богатства азота в воздух.

В естественных условиях все эти процессы уравновешивают друг друга, происходит постоянный *круговорот азота*, и растение получает нужные ему нитраты в достаточных количествах. На рис. 160 дано схематическое изображение естественного круговорота азота в природе.

Но в этот естественный круговорот азота вмешивается со своей деятельностью человек. Он распахивает громадные пространства земли, засеивает их, снимает урожай и увозит часто совсем в другие места, а с урожаем уходит и азот. Кроме того, неправильная обработка почвы нередко нарушает жизнедеятельность азотных бактерий, и они не успевают наготовить достаточное количество азота. Почва *беднеет азотом*, растения начинают голодать и чахнуть. Для поддержания их приходится искусственно вводить азот в почву. Это делали с незапамятных времен,

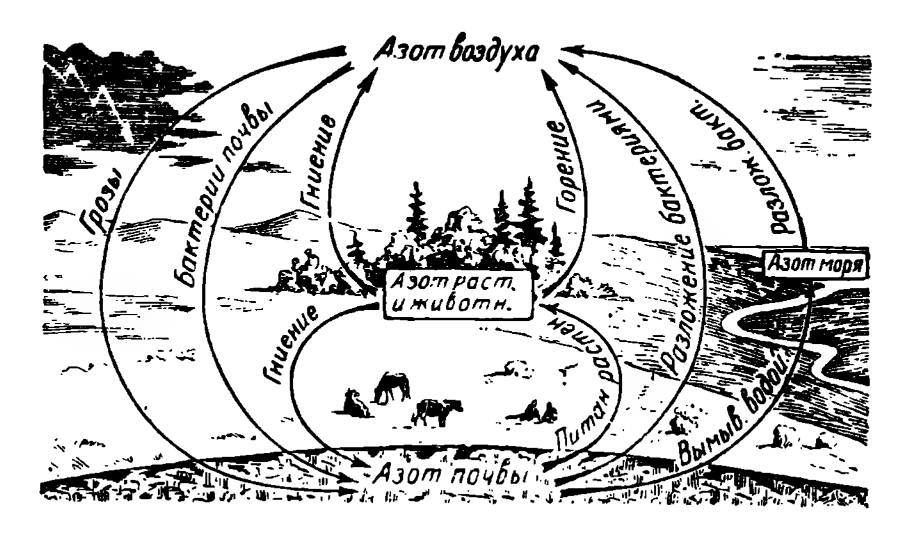


Рис. 160. Круговорот азота в природе.

исходя из жизненного опыта. Почву удобряли *навозом*, не подозревая, что навоз удобряет потому, что содержит азот (а также фосфор и калий); вводили в плодосмен клевер и другие *бобовые растения*, не зная, почему они улучшают почву; улучшали методы обработки почвы, что, между прочим, улучшало условия жизнедеятельности почвенных азотных бактерий, о роли которых ничего еще не было известно.

После того как было установлено, что растению необходимы *определенные элементы*, возник вопрос об *искусственных минеральных удобрениях* и, в частности, об удобрении почвы *селитрой*.

Количество селитры, вывозимой раньше из Чили только для производства взрывчатых веществ, начало быстро возрастать и дошло до миллионов тонн в год.

За счет этой селитры урожайность удобряемых полей возросла во много раз, что для стран, не имевших достаточно земли для прокормления своего населения, было равносильно увеличению посевной площади.

Но вместе с тем возникла большая угроза этому благополучию. Несмотря на громадность залежей чилийской селитры, предвиделся момент, и довольно близкий — через каких-нибудь несколько десятков лет, когда эти залежи будут исчерпаны и наступит *азотная катастрофа*.

Таким образом перед человечеством возникла *проблема азота*. Необходимо было найти пути искусственного связывания азота воздуха.

Попытки разводить азотные бактерии и вносить их в почву не привели ни к чему. Создание благоприятных условий для жизни бактерий оказалось делом очень трудным.

Спасение от азотного голода было найдено в *искусственном связывании азота воздуха* химическим путем.

Первый придуманный способ заключался в сжигании азота в пламени вольтовой дуги (стр. 183) и в поглощении получаемых окислов азота известью $Ca(OH)_2$. Первый завод искусственной кальциевой селитры $Ca(NO_3)_2$ был построен в Норвегии (1905 г.), где имелась возможность пользоваться дешевой электрической энергией благодаря большому количеству стекающей с гор воды — „белого угля".

Искусственная кальциевая селитра получила применение как удобрение под названием *норвежской селитры*.

Эта селитра могла конкурировать по своей цене с привозной чилийской селитрой.

Другой способ „фиксации азота" заключается в следующем: сначала нагреванием в электрической печи кокса с известью получается углеродистый кальций, или *кальций-карбид*, CaC_2:

$$CaO + 3C = CaC_2 + CO.$$

Затем полученный кальций-карбид соединяется с азотом воздуха.

При пропускании через печь с накаленным кальцием-карбидом азота образуются вещество $CaCN_2$ и уголь:

$$CaC_2 + N_2 = CaCN_2 + C.$$

Полученное соединение — *кальций-цианамид* — при разложении водой дает аммиак, из которого можно получить соли аммония, применяемые в качестве удобрений:

$$CaCN_2 + 3H_2O = 2NH_3 + CaCO_3.$$

Кроме того, и кальций-цианамид сам по себе может служить удобрением, несмотря на то, что он является веществом ядовитым для растений и животных. Если его вносить в почву задолго до посева, то он подвергается в почве ряду химических превращений, в результате которых образуются соли аммония и селитры.

Следует отметить, что нужные растению элементы оно может брать от различных соединений этих элементов. В частности азот растение может усваивать не только из различных селитр, но и из *солей аммония* — NH_4Cl, $(NH_4)_2SO_4$, NH_4NO_3 и др. Растению важен *определенный элемент*, и оно не очень разборчиво относится к тому „соусу", под которым ему этот элемент подается.

Цианамидный способ фиксации азота был выгоднее норвежского и быстро начал распространяться во всех странах.

Наиболее выгодным способом связывания азота воздуха оказался *аммиачный способ*. Этот способ был разработан в Германии (в 1914 г.) известным немецким ученым Габером (Haber), исходившим из ряда теоретических положений современной химии и из своих научных исследований.

По аммиачному способу азот воздуха связывается непосредственно с водородом с образованием *аммиака* NH_3. Полученный аммиак может

быть затем превращен либо в соли аммония, либо окислен в азотную кислоту и затем превращен в селитры.

Реакция соединения азота с водородом обратима:

$$N_2 + 3H_2 \rightleftarrows 2NH_3.$$

Кроме того, реакция образования аммиака идет *крайне медленно.* Сколько-нибудь заметные результаты получаются только при *нагревании* не менее как до 300° и в присутствии *катализаторов.*

При дальнейшем повышении температуры скорость образования аммиака увеличивается, но вместе с тем увеличивается и скорость обратного распада молекул NH_3. Количество образующегося в конечном итоге аммиака очень мало.

Это количество можно, однако, увеличить, если смесь газов подвергать *давлению.* По мере повышения давления увеличивается и количество образующегося аммиака.

Результаты исследований над влиянием температуры и давления на конечный результат реакции показаны на следующей таблице, где приведены процентные количества аммиака, образующегося в смеси газов при различных давлениях и температурах.

Температура	Давление в атмосферах					
	1	100	200	300	600	1000
200°	15,3	80,6	85,5	89,9	95,4	98,3
300	2,2	52,1	62,8	71,0	84,2	92,6
400	0,44	25,1	36,3	47,0	65,2	79,8
500	0,121	10,4	17,6	26,4	42,15	57,5
600	0,049	4,5	8,25	13,8	23,1	31,4
700	0,022	2,14	4,10	7,25	12,6	12,9
800	0,012	1,15	2,24	—	—	—
900	0,007	0,68	1,04	—	—	—
1000	0,004	0,44	0,87	—	—	—

Учитывая полученные данные, Габер остановился на давлении в 200 атмосфер и температуре 600°, дающих только около 8% аммиака в смеси, но, при наличии подходящего катализатора, с достаточной для производственного процесса скоростью.

На эти условия и был рассчитан *первый завод синтетического аммиака,* построенный по проекту Габера в 1914 г. в Германии.

Температура 600° — температура, близкая к температуре красного каления. Поэтому создание аппаратуры, которая при таких условиях выдерживала бы давление в 200 атмосфер, представляло громадные технические трудности, которые были, однако, преодолены благодаря успехам техники и металлургии, давших необходимую аппаратуру и подходящие для нее сорта стали. За какие-нибудь 10 лет до того о подобном производстве нельзя было и мечтать.

На некоторых современных заводах давление доводят до 1000 атмосфер, что позволяет снизить температуру.

*

На рис. 161 представлена упрощенная схема установки Габера.

Необходимая для реакции смесь азота и водорода получается в *газогенераторах* (из них на схеме представлен только один).

Часть газогенераторов работает с воздушным дутьем, давая обычный генераторный газ (стр. 81).

При продувании воздуха через слой кокса происходят реакции:

$$C + O_2 = CO_2,$$

$$CO_2 + C = 2CO.$$

Получается смесь *азота воздуха* с окисью углерода *(генераторный газ)*.

В других генераторах получается смесь водорода с той же окисью углерода, или так называемый *водяной газ*. Для этого через накаленный слой кокса продуваются пары воды:

$$C + H_2O = CO + H_2.$$

При этой реакции тепло не выделяется, как при получении генераторного газа, а наоборот, поглощается. Кокс постепенно остывает. Поэтому через определенные промежутки времени через генератор продувается воздух, и как только кокс раскалится, опять пускают пары воды и т. д. (на схеме показан генератор для водяного газа).

В конечном итоге, генераторный и водяной газы дают смесь N_2, H_2 и CO, которая промывается водой в *ряде башен* — газоочистителей (на схеме показан один) по принципу противотока — для удаления пыли и растворимых в воде примесей — и собирается в громадный *газгольдер* (на схеме — внизу).

Газгольдер представляет собою погруженный краями в воду железный колпак, который по мере накопления газа поднимается, а при расходовании — опускается.

Из полученной смеси нужно *удалить окись углерода* CO. Эта задача представляет технические трудности. Окись углерода — окисел несолеобразующий, и для нее, в противоположность углекислому газу, трудно найти вещество, с которым ее можно было бы соединить. Окись углерода поглощается только раствором солей закиси меди в аммиаке, образуя с ними сложное соединение. Раствор этот дорогой и поглощать им большие количества CO было бы невыгодно.

Поэтому пришлось придумывать способ превращения окиси углерода в углекислый газ, отделить который не представляет трудности.

Задача была разрешена путем реакции окиси углерода CO *с перегретым водяным паром* в присутствии катализатора (окись железа с примесью окиси хрома):

$$CO + H_2O = CO_2 + H_2.$$

Этот способ получил название *конверсии*, а соответствующий аппарат (см. схему) — *конвертор*.

В конверторе на решетках помещается катализатор. Реакция идет с выделением тепла, которое используется для подогревания поступающих газов в ряде теплообменников (на схеме не показанных). Окись углерода окисляется почти полностью. Смесь газов направляется во второй газгольдер.

Соотношение количеств получаемых генераторного и водяного газов берется такое, чтобы в конечном итоге, после добавки в конвертор водорода (из водяного пара), получилось нужное для реакции соотношение N_2 и H_2 — один объем N_2 и три объема H_2.

Для удаления образовавшегося углекислого газа CO_2 пользуются тем, что растворимость CO_2 в воде *сильно увеличивается с повышением давления*.

Газы сжимаются насосом (компрессором) до 25 атмосфер и направляются в *башню*, где навстречу им стекает накачиваемая в башню вода, которая растворяет CO_2 почти нацело (полученный раствор используется для некоторых других производств).

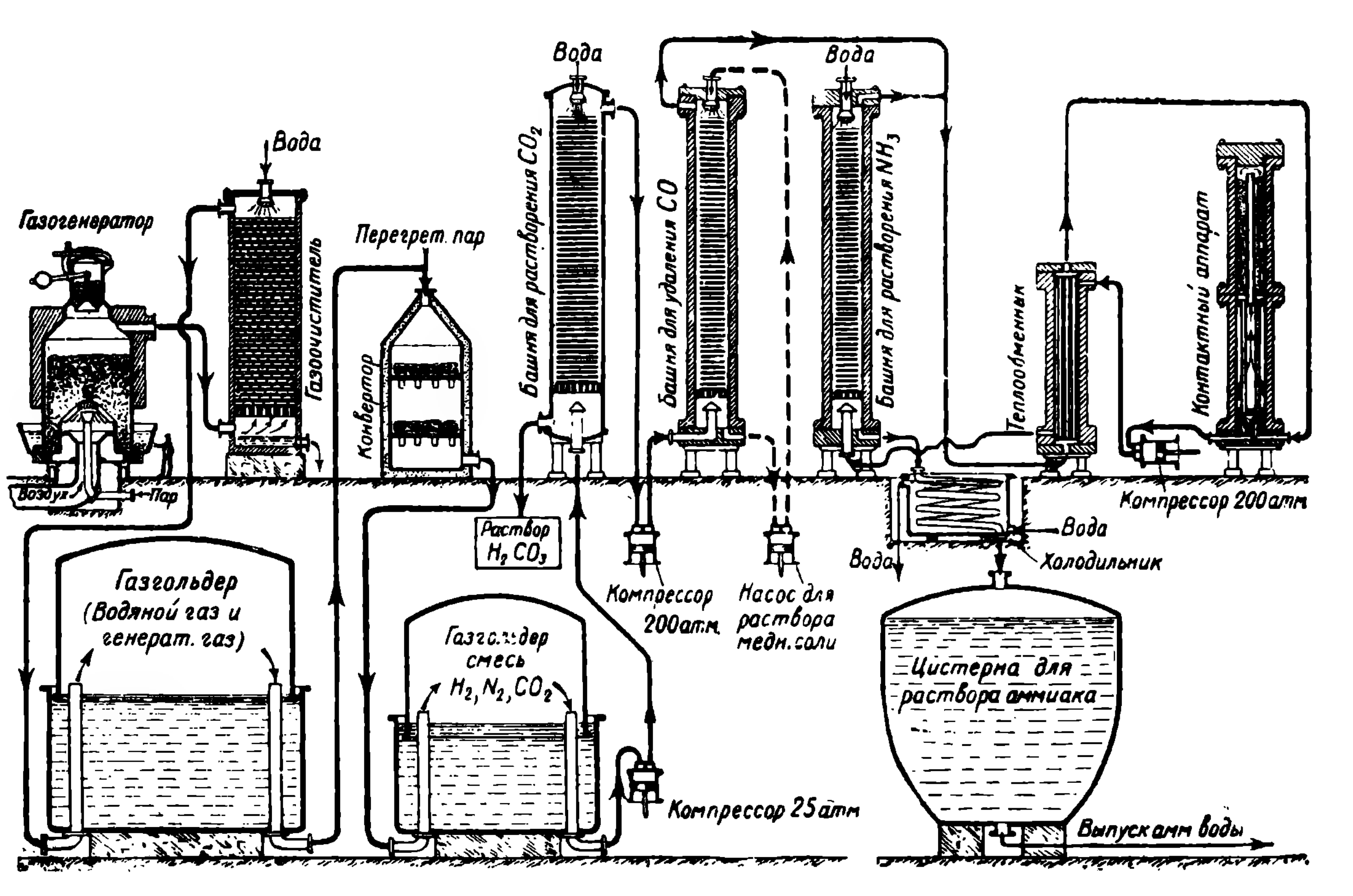


Рис. 161. Схема завода синтетического аммиака по системе Габера.

Прежде чем пустить полученную смесь газов в контактный аппарат, необходимо *удалить из нее небольшую примесь* непрореагировавшей в конверторе *окиси углерода*, которая могла бы „отравить" катализатор.

Для этого смесь сжимается компрессорами до 200 атмосфер и пропускается через узкую башню с толстыми стенками, где CO поглощается прогоняемым в башню при помощи насоса раствором солей закиси меди в аммиаке (раствор *непрерывно циркулирует* в башне). Этот же раствор поглощает и следы сероводорода и некоторые другие примеси.

Совершенно чистая смесь поступает, наконец, в *контактный аппарат*, где идет синтез аммиака:

$$N_2 + 3H_2 = 2NH_3.$$

Реакция эта, требующая высокой температуры, идет в то же время с выделением тепла. Поэтому поступающие в аппарат газы нагреваются до нужной температуры в теплообменниках (см. схему) при помощи отходящих газов. Нижняя часть контактного аппарата также представляет собою теплообменник, в верхней же находится *катализатор* — железо с примесью окислов алюминия и щелочных металлов.

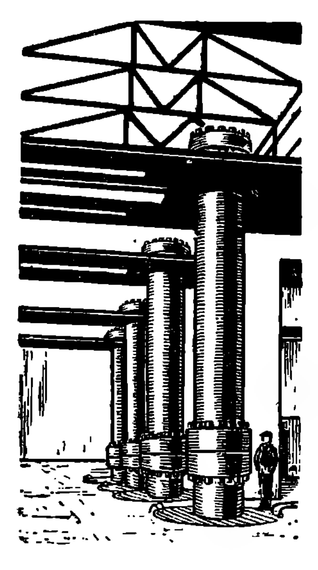


Рис. 162. Внешний вид контактного аппарата системы Фаузера.

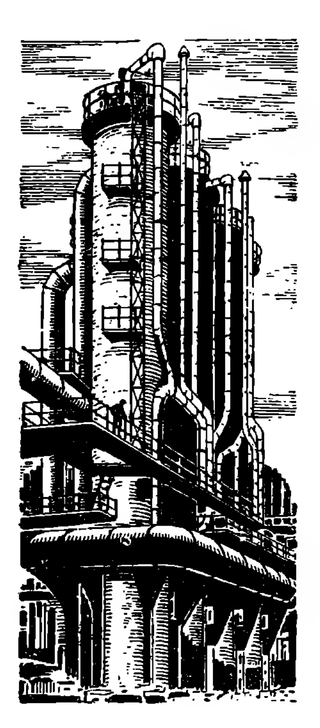


Рис. 163. Внешний вид башни для промывания газов.

При реакции в контактном аппарате, как уже сказано, в смеси газов получается не больше 9% NH_3. Образовавшийся аммиак растворяется в воде в башне для поглощения аммиака. Полученный раствор охлаждается в *холодильнике* и направляется в громадные *цистерны* для хранения раствора аммиака.

Непрореагировавшая смесь N_2 и H_2 присоединяется к свежей смеси и снова направляется в контактный аппарат. Таким образом происходит непрерывная *циркуляция газовой смеси*, из которой все время извлекается образующийся аммиак.

Вместо поглощения водой, в новейших установках аммиак давлением *обращается в жидкость*, которая хранится в стальных баллонах.

Следует обратить внимание на то, что все процессы, начиная с удаления остатков окиси углерода, идут *под давлением в 200 атмосфер*. Поэтому все ап-

параты представляют толстостенные стальные колонны небольшого диаметра (чем меньше диаметр трубы, тем большее давление она может выдержать).

В настоящее время во многих странах, и в том числе в СССР, выстроен ряд заводов синтетического аммиака с различной аппаратурой, рассчитанной на различные давления и температуры и на различные способы получения азото-водородной смеси (системы Казале, Клода, Фаузера и др.), но в основе всех этих способов лежат научные принципы, выработанные Габером в сотрудничестве с другими учеными.

Трудное и сложное производство синтетического аммиака за последнее время вполне освоено нашими инженерами и химиками, что дает нам возможность расширять строительство заводов синтетического аммиака.

Для того чтобы дать хотя бы некоторое представление о внешнем виде и размерах грандиозной аппаратуры для синтеза аммиака, приводим несколько рисунков, изображающих отдельные аппараты. На рис. 162 дан внешний вид верхней части контактного аппарата системы Фаузера. Устройство этого аппарата очень близко к устройству контактного аппарата, примененного Габером. На рис. 163 изображены башни для промывания газов и на рис. 164 — две цистерны для хранения раствора аммиака.



Рис. 164. Внешний вид цистерн для хранения раствора аммиака на заводе для синтеза аммиака по системе Габера.

Количество производимого во всем мире связанного азота непрерывно растет. Это количество во много раз превысило количество ввозимой чилийской селитры.

На нижеследующей таблице показаны количества различных видов *связанного азота*, на которые были рассчитаны имевшиеся в 1932 г. во всем мире заводы для производства азотных соединений (часть из них вследствие кризиса в империалистических странах работала неполным ходом). Количества выражены в тоннах не соединений, а заключающегося в них азота:

Синтетический аммиак	2 609 000
Аммиак коксовальных и газовых заводов	472 000
Кальций-цианамид	363 000
Норвежская селитра	21 000
Аммиак из кальций-цианамида	10 000
Калиевая селитра	1 000
Итого	3 476 000
Чилийская селитра	500 000

Таблица ясно показывает первенствующую роль *аммиачного способа* связывания азота воздуха.

В настоящее время *проблему азота можно считать решенной*, и мир не находится уже больше в зависимости от привозной чилийской селитры.

Нужно только отметить, что получаемый связанный азот пока идет не исключительно на удобрения. Значительная доля его предназначается для военных целей.

Синтетический аммиак служит либо для получения солей аммония, для чего его соединяют с кислотами, либо для получения азотной кислоты, которая необходима для приготовления взрывчатых веществ и красителей, а также для получения селитр.

9. Окисление аммиака в азотную кислоту. Для превращения аммиака в азотную кислоту его *окисляют кислородом воздуха* в присутствии катализаторов в окислы азота, которые затем с кислородом воздуха и водой дают азотную кислоту.

Конечный итог указанных реакций можно изобразить следующим равенством:

$$NH_3 + 2O_2 = HNO_3 + H_2O.$$

Одним из лучших катализаторов для окисления аммиака является *платина.* Каталитическое действие платины можно наблюдать на следующем опыте.

В банку наливается немного крепкого раствора аммиака. Аммиак, особенно при взбалтывании, выделяется из раствора, и в банке получается смесь аммиака с воздухом. Если в эту смесь опустить накаленную платиновую пластинку или проволоку, то вокруг нее получается облачко белого дыма (рис. 165), платина же остается некоторое время в накаленном состоянии, так как при реакции выделяется тепло.

Белый дымок — это не азотная кислота, а аммониевая соль, которая получается при реакции между образующейся азотной кислотой и избытком аммиака:

$$NH_3 + HNO_3 = NH_4NO_3.$$

Рис. 165. Окисление аммиака.

На заводах смесь аммиака с воздухом пропускается через аппараты, имеющие вид двух соединенных основаниями пирамид или конусов, между которыми натянута платиновая сетка. Схематический разрез заводского аппарата показан на рис. 166. Сетка предварительно нагревается, а затем поддерживается в накаленном состоянии уже за счет тепла, выделяющегося при реакции. Смесь газов впускается в аппарат снизу. Образующиеся окислы азота по трубам направляются в ряд башен, в которых поглощаются водой, образуя азотную кислоту, либо известковым молоком, образуя азотнокальциевую соль.

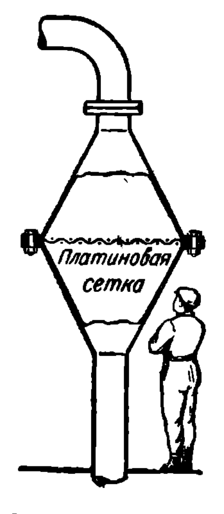


Рис. 166. Схематический разрез конвертора для окисления аммиака.

10. Значение соединений азота. Развивающееся быстрыми темпами производство связанного азота и азотной кислоты придало за последнее время азотной кислоте гораздо большее значение, чем она имела до сих пор, и азотная кислота начинает оспаривать у серной кислоты ее первенствующую роль в промышленности.

Азотная кислота имеет громадное значение в важнейших отраслях химических производств — в производстве *искусственных удобрений*, в производстве *взрывчатых веществ, красителей, пластических масс* и т. д.

Можно считать, что в дореволюционной России азотной промышленности совсем не было. Поэтому развертывание азотной промышленности в СССР является узловой проблемой химической промышленности и химизации всего народного хозяйства. Она необходима как для повышения урожайности полей и дальнейшего укрепления социалистического сельского хозяйства, так и для обеспечения боевыми припасами Красной Армии.

В настоящее время у нас ведется усиленная работа над изучением различных способов получения азота и водорода для синтеза аммиака, над тем, какие из этих способов будут выгоднее для одних районов нашей обширной страны, какие — для других, разрабатываются и осваиваются самые методы производства связанного азота. К имевшимся у нас четырем крупнейшим азотно-туковым (туки — удобрения) комбинатам за вторую пятилетку присоединились новые, и мы в настоящее время в значительной мере обеспечили потребность страны в связанном азоте.

11. Химическая энергия. В нашем курсе мы неоднократно наблюдали, что при реакциях *выделяется тепло*, как при реакциях соединения с кислородом (горение в кислороде и в воздухе), с хлором (горение в хлоре), с серой (получение сернистых металлов) и т. д. Мы знаем, что в производстве выделяющееся при реакциях тепло всегда стараются использовать в теплообменниках.

Тепло может выделяться не только при реакции соединения, но и при других реакциях. Так, например, при разложении перекиси водорода под влиянием двуокиси марганца пробирка заметно нагревается. При замещении в серной кислоте водорода цинком или в медном купоросе — меди железом мы также замечаем разогревание раствора. Тепло выделяется при разложении взрывчатых веществ.

Химические реакции могут сопровождаться не только выделением тепла, но и другими явлениями. Так, при ряде реакций, кроме тепла, *выделяется свет*, как при реакции горения, при реакции соединения с хлором, при вспышке пороха.

При некоторых реакциях происходит *выделение электричества*. Так, во всех гальванических элементах, в аккумуляторах происходит ряд химических реакций, при которых выделяется электричество.

Если в раствор серной кислоты опустить цинковую и медную палочки и соединить их с гальванометром, то стрелка гальванометра (рис. 167) покажет, что при хорошо знакомой нам реакции между цинком и серной кислотой

$$Zn + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2$$

может быть получен электрический ток. Но при этом получающийся водород будет выделяться в виде пузырьков не с цинковой, а с медной палочки.

Тепло, свет, электричество — это, как известно из курса физики, различные виды **энергии.** Откуда же берется эта энергия при химиче-

ских явлениях? На основании закона сохранения энергии мы должны заключить, что в веществах, которые вступают между собою в химические реакции, имеется запас энергии, которая и выделяется при реакциях. Эта энергия носит название — **химическая энергия.** При химических процессах она может превращаться в другие виды энергии.

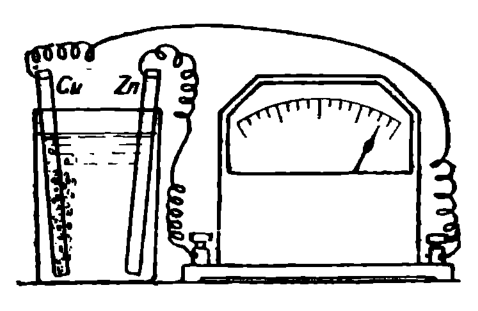


Рис. 167.

Мы легко можем наблюдать *превращение химической энергии в механическую энергию* на следующем опыте (рис. 168): если в склянку *А* положить кусочки цинка, прилить серной кислоты и закрыть пробкой, то выделяющийся водород будет давить на воду в банке *Б*, и вода начнет подниматься по трубке. Таким образом всю воду можно поднять на некоторую высоту. Падая вниз, вода будет двигать подставленную вертушку.

При *взрыве* пироксилина или динамита, благодаря громадным запасам заключающейся в них химической энергии, они могут производить огромную механическую работу, взрывая целые скалы, разрушая здания и т. п.

Превращение химической энергии, выделяющейся при *сжигании топлива* в топке парового котла или в цилиндре двигателя внутреннего сгорания, в механическую применяется в громадном масштабе на практике.

Если поместить термометр в стакан с раствором серной кислоты, в который опущен цинк, и заметить поднятие температуры при „растворении“ определенного количества цинка, а затем повторить тот же опыт в условиях возникновения при реакции электрического тока (рис. 167) или при переходе химической энергии в механическую, как в последнем опыте (рис. 168), то термометр должен показать, что во втором и третьем случаях тепла выделится меньше, чем в первом. Часть выделившейся химической энергии превратится в тепло, а часть — в электрическую или механическую энергию.

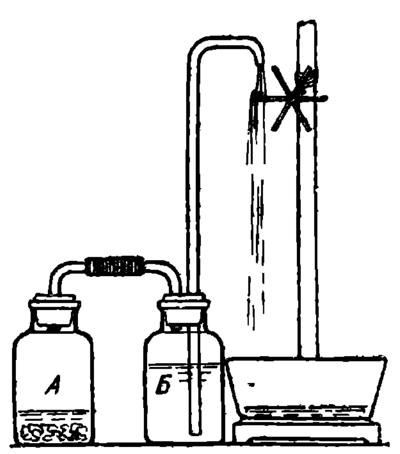


Рис. 168. Превращение химической энергии в механическую.

Помимо процессов, при которых химическая энергия выделяется, превращаясь в другие виды энергии, есть целый ряд случаев, когда, наоборот, *энергия поглощается*.

Так, например, для разложения окиси ртути, углемедной соли, известняка и т. п. требуется нагревание. Воду мы разлагали при помощи электрического тока, хлористое серебро разлагается под влиянием света и т. д.

Энергия может поглощаться не только при реакциях разложения.

Есть целый ряд и реакций соединения, которые также требуют затраты энергии. Так, например, соединение азота с кислородом идет только при пропускании через смесь электрических разрядов (стр. 183), т. е. с поглощением энергии. Соединение углерода с серой с образованием сероуглерода CS_2, соединение углерода с водородом с образованием ацетилена C_2H_2 идут с поглощением тепла и т. д.

Так как выделение или поглощение тепла — наиболее обычный случай выделения или поглощения энергии при химических процессах, то количество выделяющейся или поглощаемой энергии измеряют и выражают обыкновенно в единицах тепловой энергии — *в калориях.*

Если реакцию нейтрализации едкого натра серной кислотой проделать в калориметре, то мы найдем, что при реакции между граммолекулой (стр. 67) серной кислоты и двумя граммолекулами едкого натра, протекающей по равенству:

$$H_2SO_4 + 2NaOH = Na_2SO_4 + 2H_2O,$$

выделится 31,4 больших калорий, или килограммкалорий, тепла.[1]

Это обычно выражают таким образом:

$$H_2SO_4 + 2NaOH = Na_2SO_4 + 2H_2O + 31{,}4 \text{ ккал.}$$

При получении водяного газа, как мы знаем, затрачивают тепло. Количество затраченного тепла на граммолекулу воды составляет 28 килограммкалорий, что выражается таким образом:

$$C + H_2O + 28 \text{ ккал} = CO + H_2.$$

Реакции, протекающие с выделением тепла, принято называть реакциями **экзотермическими**; реакции, протекающие с поглощением тепла, — реакциями **эндотермическими.**

Из закона сохранения энергии следует, что *если при образовании какого-нибудь вещества происходит затрата некоторого количества тепла, то при его разложении столько же тепла должно выделиться.*

Эта зависимость была открыта эмпирически, т. е. на основании опытов, еще задолго до установления закона сохранения энергии, Лавуазье и Лапла́сом (Laplace) в 1784 г. и носит название — *закон Лавуазье и Лапласа.*

Следует отметить, что поглощение тепла, и вообще энергии, при химических реакциях не следует смешивать с *определенными температурными условиями,* при которых начинается и протекает реакция. Мы знаем, что для реакций между серой и железом, между сернистым газом и кислородом (образование SO_3), между азотом и водородом (образование NH_3), для горения в кислороде и т. д. требуется предварительное нагревание реагирующих веществ, но сами реакции протекают с выделением тепла. Точно такую же роль играет пропускание электрической искры через смесь водорода и кислорода, освещение светом магния смеси водорода с хлором и т. д.

---

[1] Килограммкалория есть количество тепла, которое нагревает 1 *кг* воды на 1°.

ВОПРОСЫ ДЛЯ ПОВТОРЕНИЯ.

1. Перечислите соединения азота, встречающиеся в природе.
2. Каким образом усваивают азот животные и растения?
3. Как получается аммиак? Напишите равенства реакций.
4. Перечислите физические и химические свойства аммиака и напишите равенства реакций.
5. Что такое аммоний? Как обнаружить, является ли данная соль солью аммония?
6. Как получить аммиак из нашатырного спирта?
7. При каких условиях может гореть азот, и каковы получающиеся продукты?
8. Как получается азотная кислота? Напишите равенства реакций.
9. Чем отличается азотная кислота от других кислот? Напишите равенства характеризующих ее реакций.
10. Какие газы выделяются при действии азотной кислоты на медь? Напишите равенства реакций.
11. Как действует на железо разбавленная и концентрированная азотная кислота?
12. Как получить окись и двуокись азота и каковы их свойства?
13. Где встречаются соли азотной кислоты и какие применения они имеют?
14. Почему возникла проблема связанного азота, и как она разрешена?
15. Как совершается круговорот азота в природе?
16. Какие искусственные азотные удобрения готовятся в настоящее время и какими способами? Напишите равенства реакций.
17. При каких условиях получается аммиак на заводах?
18. В чем разница между жидким аммиаком и нашатырным спиртом?
19. Какие применения имеет аммиак? Напишите равенства реакций.
20. Каким образом обычно измеряют количество химической энергии?
21. Приведите несколько примеров превращений химической энергии в другие виды энергии.
22. Формулируйте закон Лавуазье и Лапласа.
23. Сколько граммов извести и нашатыря нужно взять для получения 8,5 *г* аммиака?

XV. ФОСФОР.

Фосфор является элементом, столь же необходимым для растений и животных, как и азот. Он входит в состав многих *белковых веществ.* У позвоночных животных фосфор входит в состав *костей* — в виде ортофосфорнокальциевой соли $Ca_3(PO_4)_2$, в состав *мозговой* и *нервной тканей.* У растений фосфор находится преимущественно в плодах и в зернах.

Растения получают фосфор, как и азот, *из почвы,* где он находится в виде солей, животные — от растений.

Фосфор, как уже было сказано (стр. 191), принадлежит к числу элементов, которых в почве может недоставать, и потому *фосфорные удобрения* имеют такое же большое значение для земледелия, как и азотные.

Фосфор, в противоположность азоту, в свободном виде в природе не встречается. Главнейшими природными соединениями фосфора являются *фосфориты,* горные породы, содержащие ортофосфорнокальциевую соль $Ca_3(PO_4)_2$, и *апатиты* — горные породы, состоящие из ортофосфорнокальциевой соли в соединении с хлористым кальцием $CaCl_2$ или с фтористым кальцием CaF_2 : $3Ca_3(PO_4)_2.CaCl_2$ или $3Ca_3(PO_4)_2.CaF_2$. Небольшие количества фтористых солей содержатся и в некоторых фосфоритах.

1. Свойства и получение фосфора. Известно несколько аллотропных видоизменений фосфора. Важнейшие из них — бесцветный (или белый) и красный фосфор.

Бесцветный фосфор — твердое вещество, получается при охлаждении паров фосфора. В совершенно чистом состоянии он почти бесцветен и прозрачен, обычно же имеет желтоватый цвет. Его можно резать ножом.

При нагревании бесцветный фосфор легко плавится (при 45°). При 280° — кипит.

В темноте заметно характерное *свечение* фосфора. Свечение наблюдается только в присутствии воздуха и связано с медленным окислением. Название „фосфор" происходит от греческих слов „фос" — свет и „феро" — несу: „светоносный".

Бесцветный фосфор хорошо растворяется в сероуглероде CS_2. В воде почти не растворим.

Бесцветный фосфор — сильнейший яд, даже в малых дозах (0,1 *г*) действующий смертельно.

Красный фосфор. При нагревании бесцветного фосфора без воздуха до 250—300° он постепенно превращается в красный фосфор.

При более сильном нагревании красный фосфор, не плавясь, превращается в пар (возгоняется).

Красный фосфор не ядовит, в темноте не светится и не растворяется в сероуглероде.

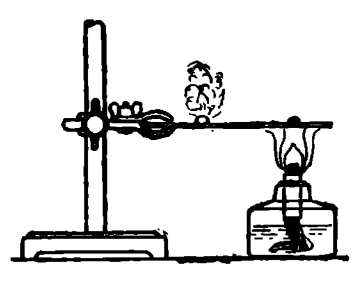


Рис. 169.

По своим *химическим* свойствам фосфор принадлежит к элементам, легко реагирующим со многими веществами. Бесцветный фосфор соединяется с кислородом уже при обыкновенной температуре. Медленное окисление легко переходит в горение. Фосфор очень *легко воспламеняется* при температуре около 50°. Поэтому его хранят под водой.

Красный фосфор может вступать в те же реакции, что и бесцветный, но он значительно менее активен. Так, например, красный фосфор загорается на воздухе только около 400°.

Если на металлическую пластинку поместить на некотором расстоянии друг от друга бесцветный и красный фосфор (рис. 169) и затем нагревать один конец пластинки, ближе к красному фосфору, то находящийся дальше от пламени бесцветный фосфор загорается раньше красного.

Красный фосфор при обыкновенной температуре не окисляется и его поэтому хранят в сухом виде.

Красный фосфор не является вполне определенным аллотропным видоизменением фосфора. Он, вероятно, представляет твердый раствор, состоящий из некоторого количества белого фосфора и из фиолетового или металлического фосфора. Это аллотропное видоизменение фосфора получается в чистом виде при кристаллизации фосфора из раствора в расплавленном свинце.

С кислородом фосфор образует несколько соединений, из которых важнейшее — знакомый нам фосфорный ангидрид P_2O_5 — белое вещество, жадно поглощающее влагу и применяемое для сушения газов.

С водородом фосфор непосредственно не соединяется, но косвенным образом может быть получено несколько соединений фосфора с водородом. Из них фосфористый водород, или фосфин, PH_3, сходный по со-

ставу с аммиаком NH_3, есть газ с очень неприятным запахом, сильно ядовитый.

Подобно аммиаку, PH_3 дает соединения с кислотами. Эти соединения имеют характер солей, в которых вместо металла находится группа элементов PH_4.

Группа PH_4 аналогично аммонию называется — **фосфоний.** Солей фосфония получено немного. Это вещества малопрочные. Наиболее прочное соединение — иодистый фосфоний PH_4J.

Получается фосфор из фосфоритов или апатитов путем нагревания их с песком и коксом в электрической печи.

При этом происходят две последовательно идущие реакции. Сначала кокс (углерод) восстанавливает фосфат кальция:

$$Ca_3(PO_4)_2 + 5C = 3CaO + 2P + 5CO,$$

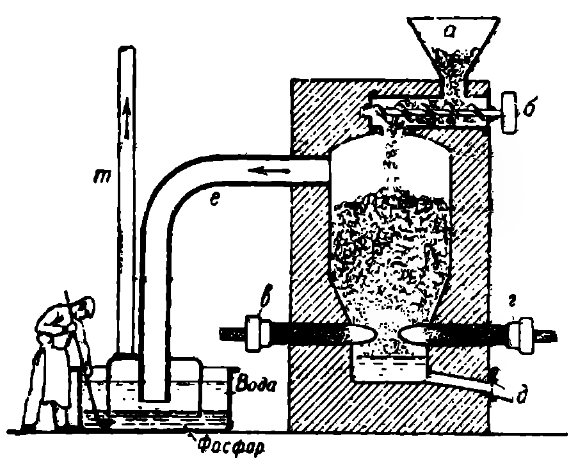


Рис. 170. Электрическая печь для получения фосфора.

а — бункер, *б* — шкив шнека (бесконечный винт), подающего в печь материалы, *в* и *г* — электроды, *д* — выпускное отверстие для шлаков, *е* — труба для отвода паров фосфора, *т* — труба для отходящих газов.

а затем получающийся окисел кальция (известь) вступает в реакцию с песком SiO_2 (ангидрид кремниевой кислоты H_2SiO_3), образуя кремниевокальциевую соль:

$$CaO + SiO_2 = CaSiO_3.$$

Эта соль при температуре печи легко плавится, образуя шлак.

На рис. 170 изображена электрическая печь для получения фосфора.

Фосфор получается в виде паров, которые, охлаждаясь, превращаются в бесцветный фосфор, собирающийся под водой в корытообразном приемнике. Расплавленная кремниевокальциевая соль по мере накопления выпускается из печи в виде шлака.

Красный фосфор получается в производстве нагреванием бесцветного.

Красный фосфор применяется при производстве *спичек*. Воспламеняющаяся масса („головки“) спичек готовится из смеси бертолетовой соли, сернистой сурьмы (или серы) и стеклянного порошка (для усиления трения при зажигании) с раствором клеящих веществ.

Поверхность спичечной коробки, о которую трут головку спички при зажигании, покрывают смесью красного фосфора и сернистой сурьмы с клеем. При трении головки спички о поверхность коробки развивается тепло. Под влиянием этого тепла небольшое количество красного фосфора превращается в белый (отсюда — свечение в темноте). Белый фосфор частично воспламеняется и вызывает химическую реакцию в го-

ловке спички: бертолетова соль разлагается, и в выделяющемся кислороде сгорает сернистая сурьма, или сера. Затем загорается дерево.

Белый фосфор применяется в *военном деле* для зажигательных снарядов. При взрыве снаряда куски фосфора, попадая на крыши домов, складов и т. д., загораются и вызывают пожары.

Кроме того, фосфор применяется для получения „дымовых завес", скрывающих фронт войск от неприятеля. При сгорании фосфора, как мы уже знаем, получается густой белый „дым" фосфорного ангидрида P_2O_5. Этот дым обладает хорошей „кроющей" способностью.

Для получения дымовой завесы снаряды с фосфором либо забрасываются вручную, либо фосфором заряжаются артиллерийские снаряды, либо, наконец, бомбы с фосфором сбрасываются с самолетов. Кроме фосфора, для дымовых завес применяются и другие вещества.

2. Фосфорные кислоты и их соли. Мы уже знаем, что фосфорный ангидрид образует две кислоты — метафосфорную HPO_3 и ортофосфорную — H_3PO_4.

Метафосфорная кислота получается при растворении фосфорного ангидрида в воде:

$$P_2O_5 + H_2O = H_2P_2O_6 = 2HPO_3.$$

Ортофосфорная кислота получается при нагревании водного раствора метафосфорной кислоты:

$$HPO_3 + H_2O = H_3PO_4.$$

H_3PO_4 по своему составу соответствует соединению P_2O_5 с тремя молекулами воды:

$$P_2O_5 + 3H_2O = H_6P_2O_8 = 2H_3PO_4.$$

Кроме того, известна еще *пирофосфорная* кислота $H_4P_2O_7$; она получается нагреванием ортофосфорной кислоты:

$$2H_3PO_4 = H_4P_2O_7 + H_2O.$$

Наибольшее практическое значение имеет ортофосфорная кислота.

Техническим способом ортофосфорная кислота получается из ее природных солей — фосфоритов, апатитов, из костяной золы — нагреванием их с серной кислотой:

$$Ca_3(PO_4)_2 + 3H_2SO_4 = 3CaSO_4 + 2H_3PO_4.$$

Малорастворимая сернокальциевая соль (гипс) выпадает в осадок.

Более чистая кислота получается из фосфорного ангидрида, а последний — сжиганием фосфора, получаемого в электрической печи.

Соли ортофосфорной кислоты называются ортофосфатами или обычно просто *фосфатами*. Кроме нормальных (средних) солей, ортофосфорная кислота дает два ряда *гидросолей* (кислых солей). Соли, содержащие два атома водорода, называют дигидросолями и содержащие один атом водорода — гидросолями. Так KH_2PO_4 — калий дигидрофосфат и K_2HPO_4 — калий гидрофосфат. Иначе дигидросоли называют — однозамещенные

или *одпометаллические*, и гидросоли — двузамещенные или *двуметаллические*. Аналогично этим названиям нормальная соль может быть названа трехзамещенной или *трехметаллической*. Например:

KH_2PO_4 — однокалиевый фосфат
K_2HPO_4 — двукалиевый „
K_3PO_4 — трехкалиевый „

В этих солях $(\overset{I}{H_2PO_4})$, $(\overset{II}{HPO_4})$ и $(\overset{III}{PO_4})$ являются кислотными остатками. Исходя из этого, легко понять состав гидросолей двувалентных металлов, например кальция Ca:

$Ca(H_2PO_4)_2$ — однокальциевый фосфат, или дигидрофосфат
$CaHPO_4$ — двукальциевый [1] фосфат, или гидрофосфат
$Ca_3(PO_4)_2$ — трехкальциевый фосфат, или нормальный фосфат.

В технической литературе одпометаллические соли называют также иногда одноосновными, двуметаллические — двуосновными и нормальные — трехосновными.

Наконец, одпометаллическая соль может быть еще названа первичной кислой солью и двуметаллическая — вторичной кислой солью.

Сопоставление всех этих разнообразных названий полезно для справок, чтобы в этих названиях можно было разобраться при чтении какой-либо статьи или книги.

Все перечисленные соли кальция применяются в качестве *искусственных фосфорных удобрений*. Так как растения получают фосфорное питание, всасывая своими корнями растворы различных солей почвы, то для усвоения удобрения растениями существенное значение имеет *растворимость этих солей* в воде, а также в слабых кислотах, которые находятся в некоторых почвах, а отчасти выделяются корневыми волосками самих растений.

Однокальциевый фосфат $Ca(H_2PO_4)_2$ довольно *хорошо растворяется* в воде и потому легче всего усваивается растениями.

■ ***Опыт.*** Налейте в стакан немного известковой воды и прибавляйте по каплям раствор ортофосфорной кислоты, все время взбалтывая лучинкой. Сначала получается муть. Это образуется нерастворимый трехкальциевый фосфат:

$$3Ca(OH)_2 + 2H_3PO_4 = Ca_3(PO_4)_2 + 6H_2O.$$

При дальнейшем же прибавлении кислоты муть пропадает вследствие образования однокальциевого фосфата, который растворяется:

$$Ca_3(PO_4)_2 + 4H_3PO_4 = 3Ca(H_2PO_4)_2.$$ ■

Двукальциевый фосфат $CaHPO_4$ *мало растворим* в воде, [2] но хорошо растворяется в слабых кислотах.

---

[1] В соли — один атом кальция, но она называется двукальциевой потому, что если считать на два (PO_4), как в первой и третьей солях, то в ней будет два атома кальция $2CaHPO_4 = Ca_2(HPO_4)_2$.

[2] В 100 г воды растворяется 0,02 г соли.

Трехкальциевый фосфат $Ca_3(PO_4)_2$ *не растворим в воде* и очень медленно растворяется в слабых кислотах. Поэтому он медленнее всего усваивается растениями.

В естественных условиях соединения фосфора в почве подвергаются постоянным изменениям. С одной стороны, под влиянием кислот почвы, кислот, выделяемых различными бактериями, имеющиеся в почве запасы трехкальциевого фосфата постепенно „мобилизуются", превращаются в усваиваемые растениями соединения. С другой стороны, при деятельном участии бактерий попадающие обратно в почву органические, содержащие фосфор, вещества разлагаются с образованием фосфорной кислоты, дающей с имеющимися в почве солями нужные растениям фосфаты.

На возделываемой же почве эти естественные процессы нарушаются, и растения начинают нуждаться в искусственном добавлении соединений фосфора.

На почвах, содержащих много органических кислот, как болотные и подзолистые почвы, в качестве фосфорного удобрения может применяться фосфорит, который для этой цели размалывается в мельчайший порошок (фосфоритная мука), чтобы увеличить поверхность соприкосновения с почвой.

Применяются также удобрения, получаемые из костей животных — костяная мука и костяная зола. И в том и в другом удобрении содержится $Ca_3(PO_4)_2$.

Для почв, не содержащих свободных кислот, необходима *химическая обработка* трехкальциевых фосфатов для превращения их в более усвояемые гидросоли.

3. Искусственные фосфорные удобрения. Сырьем для искусственных фосфорных удобрений служат природные фосфориты и апатиты.

Фосфориты не являются чистыми фосфатами, а содержат обычно большее или меньшее количество посторонних примесей. Чем меньше примесей, тем фосфориты *богаче* фосфором, и чем больше — тем *беднее* фосфором.

Для сравнения различного рода удобрений по количеству фосфора в технике расчет ведется нередко по-старинному, не на фосфор, а *на фосфорную кислоту*, причем под „фосфорной кислотой" разумеется фосфорный ангидрид P_2O_5. Фосфат $Ca_3(PO_4)_2$ можно рассматривать, как состоящий из $3CaO$ и P_2O_5, дигидрофосфорнокальциевую соль $Ca(H_2PO_4)_2$, — как состоящую из CaO, P_2O_5 и $2H_2O$. На тонну каждой соли будут приходиться различные количества P_2O_5.

В СССР залежи фосфоритов встречаются во многих местах, и общие их запасы очень велики, но наши фосфориты в большинстве случаев *более или менее бедные*. Важнейшие залежи *фосфоритов* в СССР (см. карту) — в верховьях Камы (Вятские), в Московской области (Егорьевские), в Казахской ССР (недавно открытые Актюбинские залежи) и на Украине, близ Каменец-Подольска (Подольские).

Кроме того, мы обладаем громадным богатством — *апатитами* (стр. 204). Залежи апатитов были открыты в 1923 г. экспедицией Академии наук на Кольском полуострове, в Хибинских горах (см. карту).

После детального обследования этих залежей в течение 1925—1927 гг. выяснилось, что эти залежи имеют мировое значение и исключительную промышленную ценность. В последующие годы на Хибинских горах, в почти необитаемой тундре, выросли построенные с большевистскими темпами по последнему слову

техники грандиозные рудники для разработки апатита и других найденных в Хибинах полезных ископаемых (нефелин, уртит и др.).

Обычным способом получения из природных фосфатов искусственных фосфорных удобрений является обработка фосфатов *серной кислотой.*

На молекулу трехкальциевого фосфата берут две молекулы серной кислоты. При реакции получаются однокальциевый фосфат и сернокальциевая соль:

$$Ca_3(PO_4)_2 + 2H_2SO_4 = Ca(H_2PO_4)_2 + 2CaSO_4.$$

Полученная смесь носит издавна техническое название — *суперфосфат*, что означает „наилучший фосфат".

Суперфосфат содержит хорошо растворимую однокальциевую соль $Ca(H_2PO_4)_2$, но имеет тот недостаток, что в нем имеется излишний балласт в виде гипса $CaSO_4$, который в большинстве случаев для почвы не нужен.

Ввиду этого иногда готовят так называемый *двойной суперфосфат*, который представляет собой однокальциевый фосфат без примеси гипса.

Для этого берут на молекулу трехкальциевого фосфата 3 молекулы кислоты. При реакции получается, как уже было сказано, свободная ортофосфорная кислота (стр. 207). Раствор фильтруется, упаривается и полученным раствором действуют на новую порцию трехкальциевого фосфата. Происходит реакция, которую мы наблюдали в нашем опыте (стр. 208):

$$Ca_3(PO_4)_2 + 4H_3PO_4 = 3Ca(H_2PO_4)_2.$$

Если к слитому с осадка гипса раствору фосфорной кислоты прибавить вместо трехкальциевого фосфата *известь* $Ca(OH)_2$ из расчета молекула извести на молекулу кислоты, то получается не растворимый в воде, но растворимый в слабых кислотах *двукальциевый фосфат* $CaHPO_4$:

$$H_3PO_4 + Ca(OH)_2 = CaHPO_4 + 2H_2O.$$

Техническое название этого удобрения — *преципитат*, или осажденный фосфат. Преципитат также является хорошим фосфорным удобрением.

Кроме этих искусственных фосфорных удобрений, применяется еще одно ценное фосфорное удобрение, являющееся отходом заводов для передела чугуна на сталь по способу Тóмаса (см. ниже). Это так называемый *томасов шлак.* В нем содержится фосфор в виде растворимой в слабых кислотах основной фосфорной соли, состав которой $Ca_3(PO_4)_2 \cdot CaO$. Это как бы соединение соли с основным окислом.

При перевозке, хранении и применении удобрений очень важно, чтобы в удобрении было как можно меньше посторонних, ненужных веществ, которые и удорожают перевозку удобрений и затрудняют обращение с ними. Важно, чтобы удобрение было возможно более сухое, чтобы оно не портило и не разъедало тары (обычно — мешки), чтобы оно было рассыпчато и легко высевалось. Наконец, во многих случаях для удобрения нужен не один фосфор, или калий, или азот, а два из них или все три.

Поэтому за последнее время, помимо изготовления *более концентрированных удобрений*, т. е. удобрений, содержащих возможно меньше посторонних веществ, как двойной суперфосфат, преципитат, как азотноаммониевая соль и лейна-селитра (стр. 191), начали готовить удобрения, содержащие *несколько нужных растениям элементов*, стремясь в то же время и к созданию удобрений наиболее удобных в обращении.

К числу таких удобрений принадлежат аммониевые соли фосфорных кислот, получаемые при нейтрализации раствора фосфорной кислоты аммиаком — одноаммониевый фосфат $NH_4H_2PO_4$, или *аммофос*, и двуаммониевый фосфат $(NH_4)_2HPO_4$, или *диаммофос*. Эти вещества, помимо большой концентрации,

содержат два нужных для растений элемента, не содержат следов кислоты, которая обычно остается как примесь в суперфосфатах, и не портят тары, сухи, рассыпчаты и потому очень выгодны и удобны в обращении.

Из других концентрированных и комбинированных удобрений следует упомянуть об удобрении, известном под названием *нитрофоска* и содержащем азот, фосфор и калий — *все три элемента*, в которых может нуждаться растение. Это удобрение получается смешением двуаммониевого фосфата $(NH_4)_2HPO_4$, хлористого калия KCl и азотноаммониевой соли NH_4NO_3. Смесь может готовиться с различным содержанием составных веществ, в зависимости от потребности почвы в том или ином из элементов.

4. Туковая промышленность СССР. Производство искусственных удобрений в дореволюционной России было в зачаточном состоянии, так как они применялись, главным образом, на помещичьих и кулацких землях, да и то редко; в примитивном же, мелком крестьянском хозяйстве — почти не применялись.

С переходом к индустриализированному и механизированному социалистическому сельскому хозяйству искусственные удобрения приобретают исключительно большое значение.

Поэтому наша химическая промышленность должна была проявить большевистские темпы в развитии производства минеральных удобрений. За первую пятилетку была выстроена целая серия гигантских химических комбинатов, производящих минеральные туки (см. карту): Березниковский имени т. Ворошилова (в верховьях Камы, близ Соликамска), Невский (в Ленинграде), Сталиногорский имени т. Сталина (б. Бобриковский), Воскресенский имени т. Куйбышева (в Московской области), Константиновский имени т. Сталина (на Украине).

Березниковский химкомбинат имени т. Ворошилова занимает исключительно выгодное положение в смысле природного сырья (см. карту). Недалеко от Березников имеются залежи верхнекамских *фосфоритов*, еще ближе — соликамское *калийное месторождение* и кизеловские *коксующиеся угли*. Эти угли дают комбинату, с одной стороны, энергетическую базу, с другой — кокс для газогенераторов *завода синтетического аммиака*.

Таким образом комбинат может давать сельскому хозяйству все необходимые для удобрения полей элементы — азот, фосфор и калий.

В комбинат входит и *сернокислотный завод*, дающий на уральском колчедане (см. карту) серную кислоту для обработки фосфоритов, и завод *азотной кислоты* из аммиака.

Кроме того, в Березниковском химическом комбинате поставлено производство некоторых солей.

Так, электролизом хлористого калия получается хлорноватокалиевая, или *бертолетова, соль* $KClO_3$.[1] Бертолетова соль — необходимый для спичечной промышленности продукт, который мы раньше ввозили из-за границы.

Чтобы дать хотя некоторое представление о грандиозности комбината, достаточно указать, что когда строительство будет вполне закончено, то одной только воды для обслуживания производства потребуется свыше 2 500 000 ведер в час.

---

[1] При электролизе KCl дает KOH и Cl_2, которые, вступая между собой в реакцию, дают бертолетову соль:

$$6KOH + 3Cl_2 = KClO_3 + 5KCl + 3H_2O.$$

Говоря раньше по поводу сернокислотного производства о комбинировании химической промышленности с металлургической промышленностью (стр. 175), мы могли дать только первое представление о значении комбинатов. Березники дают нам яркий пример комбинирования большого числа химических производств и использования природных богатств края.

Гигантский размах имеют и другие туковые комбинаты. В *Сталиногорском* химическом комбинате, пущенном в декабре 1933 г., основные производства — *синтетический аммиак*, *азотная кислота* и *азотные удобрения*.

Производства, которые в настоящее время поставлены и ставятся в Сталиногорском химическом комбинате, основаны на использовании *подмосковного угля* и комбинируются с *сернокислотным производством*, с использованием местных *глин* для производства кислотоупорной керамики (керамика — глиняные обожженные изделия).

Чтобы характеризовать мощность Сталиногорского комбината, можно указать, что возрастание урожаев, которые дадут вырабатываемые комбинатом удобрения, будет таково, как если бы в нашем Союзе прибавилось лишних 1 000 000 *га* посевной площади.

Воскресенский, Невский и Константиновский комбинаты готовят главным образом *суперфосфат* и *другие фосфорные туки*, а также необходимую для их производства серную кислоту. На Невском комбинате используются хибинские апатиты. *Константиновский* суперфосфатный завод — самый крупный в Европе.

Все эти комбинаты намечены к дальнейшему расширению.

Актюбинский комбинат (в Казахской ССР, близ Актюбинска, около 200 *км* к юго-востоку от г. Чкалова, см. карту) снабжает фосфорными удобрениями хлопковые поля среднеазиатских районов СССР, используя недавно открытые в окрестностях Актюбинска большие залежи фосфоритов.

С 1932 г. советское хозяйство уже получило возможность совершенно освободиться от импорта удобрений. История мирового хозяйства не знает такого стремительного и бурного роста в области химической промышленности, как рост туковой промышленности в СССР.

С 1936 г. СССР по производству суперфосфата вышел на первое место в Европе и на третье в мире.

„Мы имеем все условия, необходимые для того, чтобы добиться в ближайшем будущем ежегодного производства зерна в размере 7—8 миллиардов пудов“, сказал товарищ Сталин в 1935 г. на совещании передовых комбайнеров и комбайнерок.

Применение искусственных туков на колхозных полях — теперь уже обычное явление. Колхозник знаком с громадной ролью искусственных удобрений в поднятии урожаев. Он имеет все основания верить в науку, а не в бога, и потому больше не служит молебнов на полях, как в дореволюционной России.

Помимо постройки все новых и новых заводов и комбинатов, идет широкая исследовательская работа над *новыми способами* производства туков, которая открывает широкие перспективы дальнейшего развития туковой промышленности.

Ставятся опыты переработки фосфоритов и апатитов без помощи серной

кислоты. Здесь возможен ряд путей, которые частью уже применяются за границей, частью впервые разрабатываются у нас.

Так, апатиты можно обрабатывать (по предложению академика И. Д. Прянишникова) *азотной кислотой*. Получается азотно-фосфорное удобрение. С развитием производства азотной кислоты этот способ может получить широкое применение.

Можно *сплавлять фосфориты с содой*, причем получаются растворимые сложные соединения *(термофосфаты)*, можно получать в электрической печи фосфор, его сжигать и превращать в удобрения *(электровозгонка фосфора)*, можно получать фосфор и без применения электрического тока *в шахтных печах*, вроде доменных (способ академика Э. В. Брицке) и т. д.

Все эти способы могут удешевить, упростить и улучшить производство фосфорных туков.

В области *азотных удобрений* серьезный вопрос представляет получение наиболее выгодным способом *смеси азота и водорода*. Помимо способа, примененного Габером, существует ряд других способов. Так, например, *водород* можно получить *электролизом воды*, а *азот* — из *жидкого воздуха*. Можно получать *смесь* $3H_2$ и N_2 *из газов коксовальных печей*, выделяя содержащийся в них водород при помощи жидкого азота. При температуре кипения жидкого азота (около —190°) все составные части газов коксовальных печей превращаются в жидкость и удаляются. Остается смесь водорода с азотом (*метод глубокого охлаждения*, уже применяемый у нас). Для получения водорода можно *подвергать конверсии метан* CH_4, являющийся главной составной частью природных газов, выделяющихся в больших количествах из земли в нефтеносных местностях:

$$CH_4 + 2H_2O = CO_2 + 4H_2.$$

Есть и другие способы.

Несомненно, что для различных районов нашего обширного Союза могут оказаться наиболее выгодными различные способы, в зависимости от местных условий. Там, где есть дешевая электрическая энергия, но нет каменного угля, выгоднее всего получать водород электролизом воды; там, где есть природные газы, — выгодна конверсия метана и т. д.

Все это учитывается при широком планировании дальнейшего развития нашей туковой промышленности, которая должна обеспечить расширение и дальнейшее укрепление социалистического сельского хозяйства.

5. Группа азота. При изучении соединений фосфора нетрудно заметить химическое сходство фосфора с азотом. Для этого достаточно сопоставить: два пахучих газа NH_3 и PH_3, соединяющихся с кислотами (с образованием солей аммония и фосфония), два твердых ангидрида N_2O_5 и P_2O_5, две кислоты — HNO_3 и HPO_3.

Азот и фосфор входят *в одну и ту же группу элементов*, куда принадлежат также *мышьяк* As (атомный вес 75), *сурьма* Sb (атомный вес 122) и *висмут* Bi (атомный вес 209).

Мы остановимся на мышьяке и сурьме.

Мышьяк, как и фосфор, образует несколько аллотропных видоизменений, из которых устойчивым является так называемый металлический мышьяк — твердое вещество серого цвета со слабым металлическим блеском, встречающееся в природе. Чаще, однако, встречаются соединения мышьяка с серой и с металлами.

Мышьяк и все его соединения — вещества *ядовитые*.

С водородом мышьяк образует крайне ядовитое газообразное соединение AsH_3 — *мышьяковистый водород*.

С кислородом мышьяк дает *мышьяковый ангидрид* As_2O_5, которому соответствует кислота, сходная с ортофосфорной кислотой — ортомышьяковая кислота H_3AsO_4. Метамышьяковая кислота $HAsO_3$ известна только в виде солей.

Мышьяковонатриевая соль Na_3AsO_4 в очень слабом растворе применяется как лекарство, укрепляющее организм (вспрыскивание „мышьяка" под кожу), в больших же дозах эта соль, как и все соединения мышьяка, ядовита.

Кроме мышьякового ангидрида, известен еще *мышьяковистый ангидрид* As_2O_3, получающийся при сгорании мышьяка на воздухе.

Мышьяковистый ангидрид в общежитии называется обыкновенно просто мышьяком или *белым мышьяком*. Это белое вещество сладковатого вкуса, очень ядовитое. Оно употребляется для умерщвления зубного нерва при пломбировании испорченных зубов.

При растворении мышьяковистого ангидрида в воде получается мышьяковистая кислота H_3AsO_3:

$$As_2O_3 + 3H_2O = 2H_3AsO_3.$$

Мышьяковистая кислота — непрочная и известна только в растворе.

Соединения мышьяка, вследствие их ядовитости, применяются в *военном деле* как ОВ и в *сельском хозяйстве* — для борьбы с вредителями.

Мышьяк входит в состав *льюисита* (стр. 130) и ряда других ОВ (арсины).

Для борьбы с *насекомыми* применяются натриевая и кальциевая соли мышьяковистой и ортомышьяковой кислот как для *отравленных приманок*, например, в борьбе с саранчой, так и для *опыления* вредителей полей. Ввиду большой ядовитости этих соединений, их в последнее время применяют не в чистом виде, а в виде незначительной примеси к порошку извести.

Такими порошками можно опылять пораженные пространства с самолетов.

Мышьяковистые соли иногда применяются также *для уничтожения сорных трав*.

Сурьма образует несколько аллотропных видоизменений, из которых наиболее прочное — металлическая сурьма. Это серебристо-белый, блестящий, весьма хрупкий металл.

Сурьма входит в состав различных *сплавов*: в состав баббитов — подшипниковых сплавов; в состав гарта — сплава, из которого отливаются те „свинцовые" буквы, „литеры", которыми печатают в типографии книги; в состав сплава для изготовления охотничьей дроби и др.

С водородом сурьма образует ядовитый *сурьмянистый водород* SbH_3, с кислородом — *сурьмяный ангидрид* Sb_2O_5. Известны соли метасурьмяной кислоты $HSbO_3$.

Сравнивая соединения азота, фосфора, мышьяка и сурьмы, мы видим в них несомненное химическое сходство, хотя и не так ярко выраженное, как в группе галогенов. Все они в соединениях с водородом *трехвалентны*, с кислородом образуют соединения и как *трехвалентные* и как *пятивалентные* элементы, у всех кислородные соединения являются *ангидридами*.

Сравнивая *группу кислорода* с группой *галогенов*, мы отметили ряд отличий элементов той и другой групп (стр. 177).

Если теперь сравнить с этими группами *группу азота*, мы заметим, что все три группы *сходны* между собой *по способности* элементов этих групп *давать кислоты*. Но в то же время в группе азота способ-

ность образовать кислоты, по сравнению с галогенами, проявляется *еще слабее,* чем в группе кислорода. Так, водородные соединения элементов группы галогенов — сильные кислоты, группы серы — слабые кислоты (H_2S), в группе же азота водородные соединения типа NH_3 — совсем не имеют кислотных свойств.[1] Кислородные кислоты группы азота, за исключением азотной кислоты, заметно слабее, чем кислоты группы кислорода.

В группе азота мы замечаем еще одну особенность.

Элементы с *наибольшим атомным весом* — мышьяк и особенно сурьма — в виде простых веществ обладают *свойствами металлов:* непрозрачны, имеют металлический блеск, хорошо проводят электрический ток и тепло.

Но по своим соединениям они *являются неметаллами:* образуют ангидриды и кислоты. Однако в то же время сурьма может реагировать с концентрированными кислотами как металл, образуя соединения, имеющие характер солей, как $SbCl_3$, $Sb_2(SO_4)_3$. Но эти соединения легко разлагаются водой.

Говоря выше (стр. 32) о металлах и неметаллах, мы отметили, что *резкой границы между металлами и неметаллами нет.* Мышьяк и сурьма дают этому яркий пример.

Таким образом в группе азота *свойства, характерные для неметаллов, по мере увеличения атомного веса элементов группы ослабляются,* а свойства, характерные для *металлов — нарастают.* Азот не имеет никаких признаков металла, он дает сильную азотную кислоту, фосфорные кислоты уже слабее, мышьяковые еще слабее, и, наконец, у сурьмы мы находим уже признаки металлических свойств. Последний элемент этой группы — *висмут* — уже и как простое вещество и как элемент — *металл,* дающий ряд солей с кислотами, но в то же время имеющий и некоторые неметаллические свойства, характерные для группы.

В *группе кислорода* элемент с высшим атомным весом — *теллур* Te — как простое вещество также имеет *сходство с металлами* и, будучи по всем своим химическим свойствам неметаллом, дает с хлором и бромом кристаллические соединения, имеющие характер солей.

Даже в наиболее ярко выраженной неметаллической группе галогенов последний элемент — *иод* — как простое вещество имеет *некоторое подобие металлического* блеска и может давать малопрочные соединения, *подобные солям,* как $J_2(SO_4)_3$.

Делая обзор химических свойств изученных элементов по группам, мы видим, что эти свойства находятся *в близкой связи с атомными весами элементов и последовательно изменяются с изменением атомного веса.*

Распределение элементов по их химическим свойствам и по атомным весам лежит в основе современной научной классификации элементов.

---

[1] Известна взрывчатая азотистоводородная кислота HN_3, соли которой, также взрывчатые вещества, называются *азиды.* Азид свинца PbN_6 применяется в военном деле для снаряжения капсюлей, взрывающих от удара. Взрыв капсюля передается заряду пороха, пироксилина и т. д.

ВОПРОСЫ ДЛЯ ПОВТОРЕНИЯ.

1. В каком виде встречается в природе фосфор?
2. Какие аллотропные видоизменения фосфора вы знаете и в чем их отличия?
3. Как получается фосфор?
4. Какие применения имеет фосфор как простое вещество?
5. Перечислите химические свойства фосфора.
6. Перечислите фосфорные кислоты и приведите их формулы.
7. Какие соли дает ортофосфорная кислота?
8. Какое значение имеют соли фосфорных кислот? Какова их растворимость?
9. Назовите искусственные фосфорные удобрения, применяемые в сельском хозяйстве.
10. Характеризуйте туковую промышленность СССР и укажите перспективы ее развития.
11. Назовите важнейшие комбинаты, производящие минеральные туки, выстроенные за первые две пятилетки, и какие производства в них скомбинированы.
12. Какие элементы входят в группу азота? Дайте их краткую характеристику. Какие применения имеют соединения мышьяка?
13. Сравните группу азота с другими известными вам группами элементов.

XVI. УГЛЕРОД.

1. Углерод в природе. Углерод образует три аллотропных видоизменения — *уголь, графит* и *алмаз.*

В противоположность знакомым уже нам аллотропным видоизменениям кислорода, серы, фосфора, видоизменения углерода стойки при обыкновенных условиях и сами собою друг в друга не превращаются. В том, что они являются видоизменениями одного и того же элемента, можно убедиться, сжигая их в кислороде. Все они дают при горении *один и тот же продукт* — углекислый газ CO_2 и ничего больше. Кроме того, равные весовые количества угля, графита и алмаза дают одно и то же количество углекислого газа.

Возможны также и превращения одного видоизменения в другое. При сильном накаливании без доступа воздуха алмаз чернеет и постепенно превращается в графит.

Уголь, нагретый без доступа воздуха до температуры 2500°, достигаемой при помощи электрического тока, также превращается в графит.

Из видоизменений углерода только *графит* и *алмаз* встречаются *в природе.* Графит является веществом мало распространенным, алмаз — очень редким. Соединения же углерода весьма распространены.

Углерод является составной частью громадного большинства чрезвычайно разнообразных химических соединений, из которых построены тела *растений* и *животных.*

Все эти вещества относятся к так называемым *органическим веществам.*

Было время, когда органические вещества противополагались веществам неживой природы — неорганическим, или „минеральным", веществам. Считалось, что органические вещества могут вырабатываться только растениями и животными и образуются только под влиянием особой „жизненной силы", присущей живым организмам. Но в первой половине XIX в. было доказано, что органические вещества могут быть получены и *искусственно,* из веществ неживой природы.

В настоящее время на химических заводах готовят искусственно целый ряд веществ, которые раньше получались только из растений, как, например, каучук, красители (синий — индиго и красный — ализарин), многие душистые вещества и т. д.

Кроме того, искусственно готовится целый ряд соединений углерода, которые в природе не существуют, но по своему составу подобны природным углеродистым веществам, как искусственные красители (например анилиновые), искусственные душистые вещества, лекарственные вещества (например аспирин), пластические вещества (например целлулоид) и т. д.

Все подобные вещества принято также называть органическими, хотя они в живой природе не существуют. Отдел химии, изучающий соединения углерода (кроме его кислородных соединений и солей угольной кислоты) как естественные, так и искусственные, называется „органическая химия“, хотя это название и устарело. Органических веществ, искусственно получаемых в настоящее время, известно несравненно больше, чем естественных. Всех же органических веществ известно в настоящее время свыше миллиона.

Несмотря на отсутствие резкой границы между соединениями углерода и соединениями других элементов, соединения углерода все же отличаются некоторыми особенностями. Поэтому и создалась особая ветвь химии — органическая химия.

Органическая химия составляет курс 10-го класса. Поэтому из органических веществ мы ограничимся ниже рассмотрением лишь простейшего соединения углерода с водородом — болотного газа.

Углерод содержат в своем составе многие *минералы*. В земной коре мы находим в громадных количествах горные породы, представляющие по своему составу углекальциевую соль $CaCO_3$, а именно — огромные толщи *известняков* и *мела*, пласты и гнезда *мрамора* и *известкового шпата* (последние два — кристаллические видоизменения углекальциевой соли). Встречаются и другие природные соли угольной кислоты, как минералы: *магнезит* $MgCO_3$, *доломит* $MgCO_3.CaCO_3$, *железный шпат* $FeCO_3$ и др.

В недрах земли встречаются также большие залежи *каменных углей*, представляющих собою не свободный углерод, как можно было бы думать на основании их названия, а сложные смеси углеродистых соединений, богатых углеродом. В некоторых каменных углях (антрацитах) содержится до 95% углерода.

В природной воде обычно содержатся бóльшие или меньшие количества солей угольной кислоты.

Наконец, неизменной составной частью *воздуха* является, как известно, углекислый газ CO_2.

Прежде чем рассматривать соединения углерода, остановимся более подробно на его аллотропных видоизменениях.

2. Уголь. Уголь получается, как известно, при неполном сгорании и при *сухой перегонке* органических веществ.

Обычный материал для получения угля — дерево. Дерево до сих пор еще во многих местах обугливается самым примитивным образом: в кострах-кучах, прикрытых землей (рис. 171).

При выжигании больших количеств угля, как, например, для некото-

рых домен Урала, выжигание ведется в печах, стенки которых заменяют обкладку костра землей. Процесс же остается, по существу, тем же. Получается только уголь, все же ценные продукты сухой перегонки (стр. 73): древесный деготь, уксусная кислота, древесный спирт и другие вещества пропадают.

Рис. 171. Костер для выжигания угля (частично в разрезе).

Поэтому мы начинаем переходить к более рациональному использованию наших древесных ресурсов.

На рис. 172 изображена схема непрерывно действующего американского завода для сухой перегонки дерева. Подобный же завод построен у нас в 1933 г. на реке Аше, на Урале. Завод перерабатывает 200 000 $м^3$ древесины в год.

Перегонка идет в длинной железной трубе *В*, закрываемой на концах дверцами. Дрова вкатываются в трубу на вагонетках *А* с одного конца, а полученный уголь выкатывается с другого конца. Труба обогревается топками *Б*, в которые топливо забрасывается из вагонеток *в*.

Продукты сухой перегонки выходят по трубам *Т*, сгущаются в холодильниках *Д* и по желобам поступают в приемники.

Древесный уголь не является чистым углеродом. В нем содержится некоторая примесь минеральных веществ, остающихся после сгорания угля в виде *золы*. Одна из составных частей золы — поташ K_2CO_3.

Кроме того, уголь не представляет собою только аморфный углерод, как раньше думали. В угле, кроме аморфного углерода, „черного углерода“, всегда имеется большее или меньшее количество примеси *графита*.

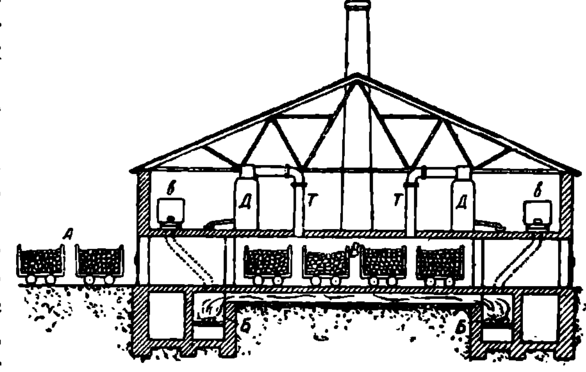


Рис. 172. Завод сухой перегонки дерева (упрощенная схема).

Древесный уголь применяется как топливо, горящее без дыма и дающее много жара в жаровнях, в кузнечных горнах, в самоварах, утюгах и т. п.

Большие количества древесного угля применяются в металлургии для выплавки специальных сортов чугуна, не содержащих вредной примеси серы, которая обычно переходит в чугун из каменноугольного кокса.

Очень важное свойство древесного угля — сгущать на своей поверхности, *адсорбировать*, пары и газы — используется для целей обороны в противогазах (стр. 131).

Способность к адсорбции зависит как от твердого вещества, так и от адсорбируемого газа. Данное вещество одни газы адсорбирует в бо́льшем количестве, другие — в меньшем.

Кроме того, определенное количество данного твердого вещества может удержать тем больше данного газа, чем больше поверхность этого твердого вещества. Древесный уголь, как уже было сказано (стр. 131), сохраняет пористое строение дерева и, следовательно, имеет очень большую поверхность. Эта пористость может быть еще увеличена активированием. Поэтому активированный уголь поглощает большие количества газов.

Для того чтобы показать, насколько различно адсорбируются углем различные газы, приведем следующие данные: 1 $см^3$ хорошего активированного угля при 15° и атмосферном давлении поглощает:

хлора	494 $см^3$	кислорода	35 $см^3$
аммиака	178 "	азота	11 "
углекислого газа	97 "	водорода	4,5 "

Активированным углем в настоящее время пользуются не только в военном деле, но и на *производстве* — для удержания паров ценных растворителей, применяемых при производстве искусственного шелка, целлулоида и т. п.

Если при высушивании какого-нибудь вещества удаляется вода, то пары воды просто выпускают на воздух, не считаясь с их потерей; при удалении же жидкости из веществ, содержащих *ценные растворители*, как бензол, эфир, сероуглерод, приходится заботиться о том, чтобы их уловить и снова возвратить в производство. Для этой цели пары растворителя направляют в башни, наполненные активированным углем, который и адсорбирует эти пары. Затем, для того чтобы извлечь из угля поглощенный растворитель, уголь нагревают или пропускают через него перегретый пар. Уголь отдает адсорбированное вещество, которое сгущается в холодильнике и снова поступает в производство. Уголь, отдавший растворитель, после охлаждения опять становится активным и таким образом может служить долгое время.

Активированный уголь может адсорбировать не только газы, но и *растворенные вещества*. Этой способностью обладает и обыкновенный древесный уголь, хотя и в значительно меньшей степени, чем активированный.

■ ***Опыт.*** В пробирку с раствором краски индиго или лакмуса всыпьте истолченного в порошок древесного угля и прокипятите. Профильтруйте жидкость. Она потеряла цвет, так как уголь адсорбировал растворенную краску. ■

В *технике* этим свойством активированного угля пользуются, например, для обесцвечивания сахарного сиропа, получаемого на сахарных заводах в процессе производства сахара и имеющего желтый цвет. Сироп фильтруют через слой активированного угля. Прежде для этой цели применялся более дорогой костяной уголь.

Активированным углем обесцвечивают и очищают масла, жиры, вина.

Активированным углем можно очищать питьевую воду. Наконец, активированный уголь в виде порошка за последнее время получил большое значение как лекарство. Его принимают внутрь 2—10 *г* при катаррах желудка и кишек, при дизентерии, брюшном тифе, холере.

Кроме того, он применяется (10—25 *г* на прием) при отравлении ядами, например рыбным ядом, колбасным ядом и т. п. Активированный уголь поглощает ядовитое вещество и спасает человека от смерти.

Читая книгу, многие, вероятно, не подозревают, что она напечатана при помощи угля — *сажи*, получающейся при неполном сгорании жиров, масел, нефти и т. п. веществ, горящих коптящим пламенем. Сажа — главная составная часть краски, применяемой в печатном деле — типографской краски.

Сажа применяется как черная краска и в малярном деле. Наши галоши черны, потому что к каучуку примешана сажа.

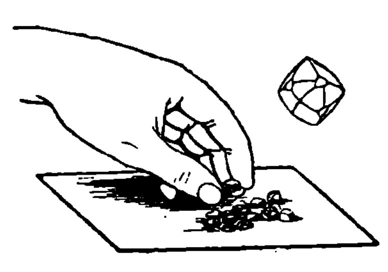


Рис. 173. Алмазы.

Сажа, как и древесный уголь, состоит главным образом из черного аморфного углерода.

Кокс по отношению к каменному углю является тем же, чем древесный уголь по отношению к дереву. Это уголь, полученный из каменного угля. Кокс содержит золы значительно больше, чем древесный уголь.

3. Алмаз и графит. Алмаз и графит встречаются в природе.

Алмаз — кристаллическое вещество. Встречается в очень небольших количествах и в очень немногих местах, главным образом в Южной Африке, в Южной Америке, в Индии. Находимые в природе алмазы — на первый взгляд довольно невзрачные камешки, обычно небольших размеров (рис. 173, наверху отдельный, хорошо образованный крупный кристалл). Самые большие алмазы, крайне редко встречающиеся, — величиною с куриное яйцо. Характерный блеск алмазов обнаруживается только после шлифовки и полировки. Светлые и прозрачные алмазы ценятся как украшения. Граненые алмазы определенной формы называются бриллиантами. Бывают алмазы, окрашенные примесями и даже совсем черные, непрозрачные.

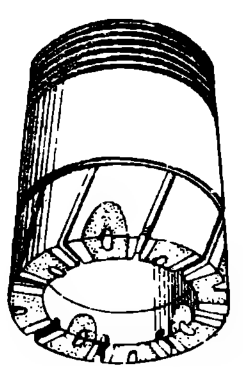


Рис. 174. Наконечник или так называемая коронка алмазного бура.

Алмаз — *самое твердое из известных веществ;* шлифовать и полировать алмаз можно только алмазным же порошком. Благодаря своей твердости алмазы применяются в *технике* для резки стекла, для резки, обтачивания и сверления самых твердых камней и других твердых веществ. На рис. 174 изображен конец *алмазного бура*, которым можно сверлить самые твердые горные породы при добывании нефти, при устройстве шахт, тоннелей и т. п.

Графит — непрозрачное, кристаллическое вещество, более распространен, чем алмаз, и встречается в сравнительно больших количествах. В СССР графит встречается: на Украине, на Урале (восточный склон Северного Урала, недалеко от Свердловска), на Кавказе, в Сибири (около Иркутска и в Красноярском крае в районе г. Туруханска, на реке Курейке) и в других местах.

Графит *мягок* и легко расслаивается на тончайшие плоские чешуйки, которые хорошо пристают к бумаге, почему графит применяется для

приготовления карандашей. Мелкий порошок графита смешивается с мелким порошком глины, и из смеси прессуются палочки. Чем меньше глины, тем карандаш мягче.

Хотя графит и может гореть в чистом кислороде при сильном накаливании, но в воздухе он очень *огнестоек*. Поэтому графит в смеси с глиной применяется для изготовления тиглей, в которых на заводах плавят металлы.

Графит проводит электрический ток и применяется для изготовления электродов.

Наконец, графит, смешанный с маслом, является хорошим смазочным материалом. Его плоские чешуйки легко скользят одна по другой и уменьшают трение. Трущиеся деревянные поверхности просто натирают порошком графита.

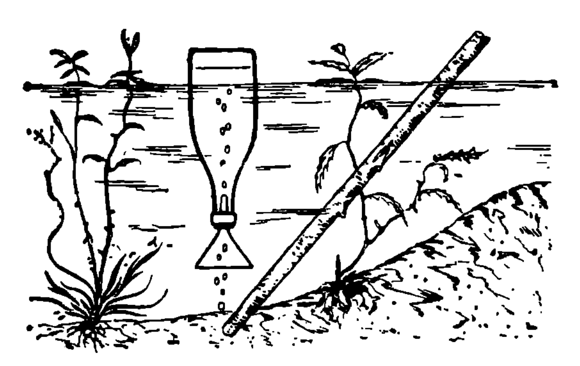


Рис. 175. Собирание болотного газа.

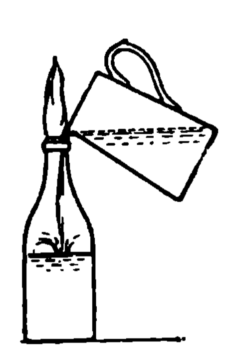


Рис. 176. Горение болотного газа.

Уголь превращается в графит при очень сильном накаливании в электрической печи. Этим способом готовится из кокса искусственный графит.

4. Болотный газ. Водородных соединений углерода известно очень много — более 1000. Мы познакомимся здесь лишь с одним представителем углеводородов — болотным газом, с другими же углеводородами встретимся в курсе органической химии.

Простейший по составу углеводород — *болотный газ*, или *метан*, CH_4 — образуется при разложении растительных и животных остатков без доступа воздуха.

Болотный газ часто выделяется со дна болот и стоячих вод. Он поднимается пузырями, если пошевелить илистое дно озера палкой или веслом. Газ этот можно зажечь, поднеся к пузырям зажженную спичку. Газ вспыхивает мало светящим пламенем.

Задача. Если вам случится быть летом в местности, где имеется стоячая вода, соберите болотный газ в бутылку. Для этого наполните бутылку водой и под водой вставьте в нее воронку. Держите бутылку с воронкой книзу отверстием и, шевеля палкой дно озера или болота, собирайте газ в бутылку, как показано на рис. 175. Вынув затем бутылку из воды, зажгите газ и, вливая в бутылку воду, вытесняйте его из бутылки (рис. 176).

В *лаборатории* болотный газ можно получить нагреванием смеси уксуснонатриевой соли с едким натром (или со смесью едкого натра с известью):

$$Na(H_3C_2O_2) + NaOH = CH_4 + Na_2CO_3.$$

Метан — бесцветный, не имеющий запаха горючий газ.

Смесь метана с воздухом *сильно взрывает.*

Для опыта газ собирают в толстостенную бутылку (из-под лимонада) над водой (рис. 177). Бутылку перед опытом измеряют и наливают в нее столько воды, чтобы она занимала примерно $^1/_{10}$ часть. Таким образом после впускания в бутылку болотного газа получится смесь 1 ч. газа с 9 ч. воздуха ($10^0/_0$ метана), которая взрывает наиболее сильно.[1]

Бутылку закрывают под водой пробкой и обвертывают полотенцем на случай, если бы бутылку разорвало. Затем, открыв пробку, сейчас же подносят отверстие бутылки к огню (рис. 178). Происходит взрыв.

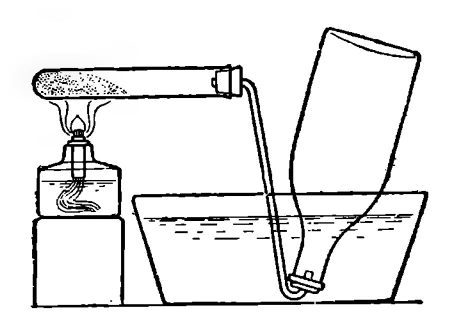


Рис. 177. Наполнение болотным газом бутылки.

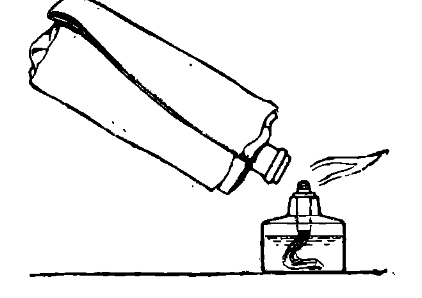


Рис. 178. Взрыв болотного газа.

Метан выделяется из пластов каменного угля в каменноугольных копях, где он носит название — *рудничный газ.* Проделанный опыт показывает, что смесь метана с воздухом представляет большую опасность. При зажигании в копях огня легко может произойти ***взрыв рудничного газа,*** от которого гибнут сотни людей.

Они гибнут не только от пламени взрыва, от того огненного урагана раскаленных газов, который проносится в копях, от страшных ударов взрыва, от подземных пожаров угля и деревянных креплений, но также и от происходящих обвалов и разрушения всех устройств рудника и, больше всего, от образующейся при взрыве окиси углерода, которая расползается по руднику и отравляет всех, кто находится в непосредственной близости от места взрыва.

Во избежание взрывов стараются как можно лучше проветривать рудники при помощи системы вентиляции. При взрывных работах применяются антигризутные (не вызывающие взрыва рудничного газа) взрывчатые вещества (стр. 191), предупреждают всякую возможность зажигания в рудниках огня или образования искры в электрических устрой-

---

[1] При содержании метана меньше $5{,}5^0/_0$ и больше $13{,}5^0/_0$ взрыва не происходит.

ствах. Лампочки рудокопов снабжаются предохранительными приспособлениями, которые строжайше воспрещается снимать.

Само собою понятно, что зажигание спички, курение в рудниках являются самыми тяжкими преступлениями.

Устройство *предохранительной рудничной лампы* основано на следующем явлении.

■ ***Опыт.*** Зажгите спиртовую лампочку и опустите на пламя лампочки медную сетку (рис. 179). Пламя не проходит сквозь сетку.

Загасите лампочку и поместите сетку так, чтобы она касалась фитиля лампочки. Приблизьте к сетке над фитилем зажженную спичку. Спирт загорается над сеткой (рис. 180), но вниз горение не распространяется. Сетку можно приподнять. Пламя некоторое время держится над сеткой.

Если в первом опыте (рис. 179) поднести горящую спичку к сетке над пламенем, то горение начинается и над сеткой. ■

Проделанные опыты показывают, что пары спирта свободно проходят сквозь сетку, пламя же не проходит. Объясняется это тем, что *медь — хороший проводник тепла.* Тепло от пламени быстро отводится сеткой во все стороны и отдается окружающему воздуху. Таким образом температура горящих паров понижается ниже температуры их воспламенения, и горение прекращается.

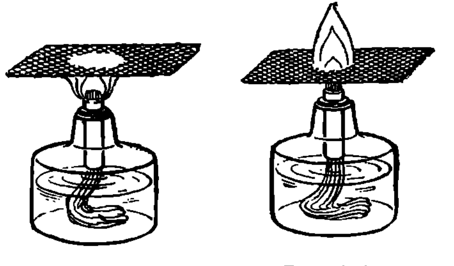


Рис. 179. Рис. 180.
Опыты с медной сеткой.

Сетка может остановить не только распространение пламени, но и распространение взрыва смеси горючего газа с воздухом.

На этом основано устройство предохранительной *рудничной лампы,* придуманной английским ученым Дэви (Davy, 1778—1829). Лампа Дэви (рис. 181) — масляная, горящая без стекла. Пламя лампы окружено медной сеткой. Взрывчатая смесь, проходя сквозь сетку в лампу, может дать внутри лампы вспышку, которая наружу не распространяется. На рис. 182 изображена более усовершенствованная лампа, снабженная стеклом и потому дающая больше света.

Когда в воздухе появляется примесь рудничного газа, пламя лампы начинает гореть неровно, колебаться, коптеть. Если прикрутить фитиль, то над светящим маленьким пламенем лампы появляется голубое пламя — „ореол". По величине ореола можно судить о содержании метана в воздухе (рис. 183). При 5,5—6% метана внутри лампы происходит взрыв смеси, и лампа гаснет.

Заметив, что количество рудничного газа велико, рабочий останавливает работу и спешит сообщить о необходимости усилить вентиляцию.

Лампа выдается рабочему перед спуском в шахту зажженная и запертая ключом, чтобы ее нельзя было в шахте открыть.

Существует еще несколько систем более усовершенствованных ламп, на которых мы останавливаться не будем.

Следует еще упомянуть, что *метан* представляет главную составную часть *естественных горючих газов*, выделяющихся из земли в нефтеносных местностях и в других местах.

5. Окись углерода. Из соединений углерода с кислородом мы остановимся на уже отчасти известных нам — окиси углерода CO и углекислом газе CO_2.

Окись углерода — бесцветный, не имеющий запаха газ, очень мало растворимый в воде. С водой не соединяется и не является ангидридом кислоты. Окись углерода — *несолеобразующий* окисел.

Окись углерода очень *опасный яд*, действующий непосредственно на нервную систему человека. Кроме того, окись углерода вступает

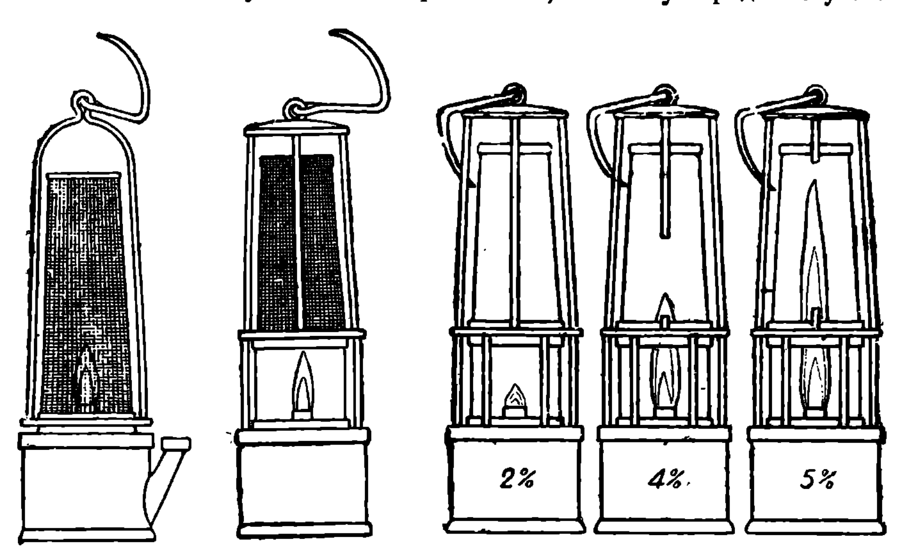


Рис. 181. Лампа Дэви.

Рис. 182. Усовершенствованная рудничная лампа.

Рис. 183. Ореолы над пламенем рудничной лампы при различных количествах рудничного газа в воздухе.

в соединение с гемоглобином, входящим в состав красных шариков крови. Роль гемоглобина в жизнедеятельности организма заключается в том, что он переносит кислород от легких к другим органам и тканям организма. Гемоглобин образует в легких непрочное соединение с кислородом, которое разносится кровью по всем частям тела. Соединение постепенно разлагается, гемоглобин снова поступает в легкие, где опять соединяется с кислородом, и т. д.

Соединившись с окисью углерода, гемоглобин уже теряет способность соединяться с кислородом. Получившееся соединение разлагается очень медленно, и, если не приняты во-время меры, отравившийся окисью углерода человек умирает как бы от удушения. Отравившегося прежде всего необходимо вынести на чистый воздух (не на холод). Иногда приходится прибегать к искусственному дыханию, вдыханию кислорода, пока окись углерода постепенно не выделится из организма.

Воздух, содержащий 0,06% по объему окиси углерода, уже ядовит. Содержание в воздухе около 0,09% окиси углерода вызывает головную боль

и тошноту. При 0,15% воздух уже опасен для жизни. При 1% можно в короткое время отравиться насмерть.

Работа с окисью углерода в лаборатории возможна только в том случае, если имеется *хороший вытяжной шкаф.*

Окись углерода горит голубым пламенем, с выделением значительного количества тепла:

$$2CO + O_2 = 2CO_2 + 136 \textit{ ккал}.$$

Поэтому содержащие окись углерода газы, как генераторный газ, применяются в качестве топлива.

Напомним, что в *газогенераторе* (рис. 76, стр. 80) через большой слой накаленного кокса продувается снизу вверх воздух. При горении кокса внизу образуется углекислый газ, который в вышележащих слоях вступает в реакцию с сильно накаленным коксом и образует окись углерода:

$$CO_2 + C = 2CO.$$

Смесь окиси углерода с азотом воздуха и небольшим количеством углекислого газа носит название *генераторного газа*. Генераторный газ направляется по трубам в печи, где сжигается.

Генераторный газ применяется там, где нужно сильное и равномерное нагревание: при варке стекла, при переработке чугуна на сталь и т. п.

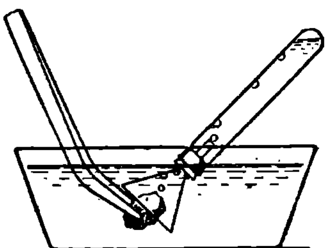


Рис. 184. Получение водяного газа.

Если в газогенератор с сильно накаленным коксом вместо воздуха вдувать пары воды, то получается смесь окиси углерода с водородом — *водяной газ:*

$$C + H_2O = CO + H_2.$$

Реакцию между накаленным углем и водой можно наблюдать на следующем опыте. В пробирку, наполненную водой и опрокинутую в чашку с водой, вставляют под водой вороночку. Затем под вороночку подводят раскаленный в жаровне или взятый из топящейся печи уголь (рис. 184). От угля в пробирку поднимается несколько пузырьков газа. Если повторить опыт много раз, то можно собрать несколько кубических сантиметров газа.

Это — водяной газ. При поджигании его получается голубоватое пламя.

Водяной газ состоит из *двух горючих газов,* тогда как генераторный газ содержит значительную примесь негорючего азота. Поэтому водяной газ дает при сгорании гораздо больше тепла, чем генераторный, или, как его иногда называют, „воздушный" газ.

1 *м*^{3} генераторного газа дает при сгорании 1000—1100 *ккал,* 1 *м*^{3} водяного газа — около 3000 *ккал* тепла.

Но водяной газ нельзя получать из газогенератора непрерывно. Реакция между углем и парами воды — *эндотермическая* (стр. 203), т. е. идет с поглощением тепла:

$$C + H_2O + 28 \textit{ ккал} = CO + H_2.$$

Поэтому, после небольшого периода вдувания паров воды, необходимо продувать через газогенератор воздух, пока кокс опять не раскалится; затем снова вдувается пар и т. д. Обыкновенно работают параллельно несколько газогенераторов, дающих вместе непрерывный ток газа.

Можно получать также *смешанный*, или *полуводяной газ*, вдувая в газогенератор одновременно и воздух и пары воды в таком количестве, чтобы не слишком понижать температуру угля.

Окись углерода содержится в светильном газе, в колошниковых газах доменных печей.

Окись углерода в настоящее время широко применяется не только *как топливо*, но и как *полупродукт* для некоторых производств, например фосгена (см. ниже), метилового спирта и других спиртов. Припомним также применение воздушного и водяного газов при синтезе аммиака (стр. 196).

Нередко бывают случаи отравления окисью углерода при утечке газов из труб и газгольдеров, при ремонте газгольдеров и других приборов без достаточного предварительного проветривания и т. д.

Кроме того, окись углерода образуется в *двигателях внутреннего сгорания*, почему наблюдаются случаи отравления окисью углерода в плохо проветриваемых гаражах. При *взрывах рудничных газов* в каменноугольных копях также образуется окись углерода, что влечет массовые отравления рудокопов. Окисью углерода могут отравляться пожарные, так как *при пожарах* в дыме всегда содержатся значительные количества окиси углерода. Наконец, окись углерода образуется при взрывах бездымного пороха и других *взрывчатых веществ*.

Все это необходимо иметь в виду для того, чтобы, с одной стороны, не допускать выделения CO (внимательное отношение ко всем установкам, где имеется окись углерода, хорошая вентиляция, своевременный ремонт) и, с другой стороны, для того чтобы предотвратить возможность отравления в тех случаях, когда неизбежно приходится дышать содержащим окись углерода воздухом, как при внезапном выделении окиси углерода в помещении, в рудниках после взрывов, на пожарах и т. п.

Ввиду того, что окись углерода является окислом несолеобразующим, мало деятельным химически и плохо адсорбируемым углем, долгое время не удавалось найти подходящего материала для противогаза, который предохранял бы от отравления окисью углерода. Но в конце концов удалось воспользоваться способностью окиси углерода соединяться с кислородом, ускоряя эту реакцию, крайне медленно идущую при обыкновенной температуре, при помощи катализаторов. В качестве катализатора применяется придуманная в США сложная смесь окислов, известная под названием *гопкалит*.[1] Проходя через противогаз, окись углерода *окисляется* кислородом воздуха в углекислый газ, который легко поглотить щелочью:

$$2KOH + CO_2 = K_2CO_3 + H_2O.$$

Окись углерода может соединяться с хлором, образуя фосген $COCl_2$:

$$CO + Cl_2 = COCl_2.$$

[1] Анализ гопкалита дает 20% двуокиси марганца, 30% окиси меди, 15% окиси кобальта, 5% окиси серебра и 30% индиферентных примесей.

Эта реакция хорошо идет на солнечном свету, откуда и происходит название „фосген", что значит „светорожденный".

В технике, при получении фосгена, пользуются катализатором — активированным углем.

Фосген — бесцветный газ со своеобразным неприятным запахом, напоминающим запах гнилого сена, в 3,3 раза тяжелее воздуха. Фосген ниже $+8^\circ$ превращается в жидкость.

Фосген обладает *сильными удушающими свойствами*. Он, как и хлор, поражает дыхательные пути и слизистые оболочки глаз, носа и горла, но, кроме того, еще и ядовит. Действие фосгена вначале сходно с действием хлора. При вдыхании фосгена начинается сильный кашель, слезотечение, слюнотечение и т. п. Но как только отравленный фосгеном попадает на чистый воздух, все болезненные симптомы проходят, и у больного появляется ошибочное убеждение в том, что всякая опасность миновала. Однако после 12 — 24 часов начинаются вновь болезненные явления, и в результате может наступить смерть.

При продолжительном вдыхании даже небольших количеств фосгена он как бы накопляется в организме, пока не появятся признаки серьезного отравления.

Эти „коварные" свойства фосгена делают его чрезвычайно опасным отравляющим веществом. Он применялся в качестве ОВ во время империалистической войны.

В мирной жизни фосген играет важную роль в красочной промышленности, так как служит одним из материалов для фабрикации обширного класса анилиновых красителей.

Фосген применяется также для борьбы с некоторыми видами вредителей сельского хозяйства.

6. Углекислый газ. Углекислый газ, как мы уже знаем, образуется при горении угля или органических соединений в кислороде и в воздухе. При этом углекислый газ получается смешанным с избытком кислорода или с газами воздуха.

Для получения более или менее чистого углекислого газа в лабораториях чаще всего пользуются реакцией между углекальциевой солью $CaCO_3$ и соляной кислотой.

В качестве углекальциевой соли берут обыкновенно *мрамор*.

Реакцию получения CO_2 мы можем изобразить в виде двух последовательно происходящих реакций. Сначала происходит реакция обмена и получается угольная кислота H_2CO_3:

$$CaCO_3 + 2HCl = CaCl_2 + H_2CO_3,$$

но *угольная кислота*, подобно сернистой кислоте H_2SO_3, — вещество весьма *непрочное* и в условиях опыта разлагается на H_2O и CO_2:

$$H_2CO_3 = H_2O + CO_2.$$

Оба равенства вместе дают:

$$CaCO_3 + 2HCl = CaCl_2 + H_2O + CO_2.$$

Реакция идет очень легко при обыкновенной температуре. Для получения CO_2 поэтому применяются те же самые приборы, что и для получения водорода.

Углекислый газ *тяжелее воздуха.* Поэтому его можно собирать по способу вытеснения воздуха.

■ ***Опыт 1.*** Соберите приборчик, как на рис. 185. В приборчик поместите кусочки мрамора и прилейте разбавленной соляной кислоты.

При помощи зажженной лучинки испытывайте, наполнилась ли баночка углекислым газом.

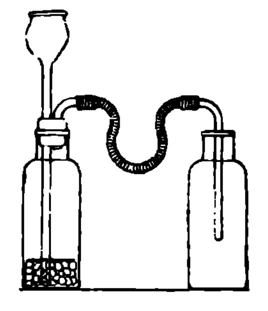


Рис. 185. Наполнение банки углекислым газом.

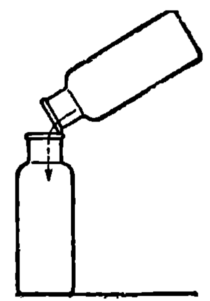


Рис. 186. Переливание углекислого газа.

Когда баночка наполнится, сильно втяните в себя углекислый газ носом. Вы убедитесь, что углекислый газ имеет некоторый запах. Он, как говорят, „бьет в нос". Это такое же ощущение, как от лимонада.

Всосите немного углекислого газа в рот через опущенную в баночку с газом стеклянную трубку. Углекислый газ, или, вернее, образующаяся при растворении его в слюне угольная кислота, имеет кисловатый вкус.

Наполните баночку углекислым газом и, осторожно наклонив ее над другой баночкой, перелейте в нее углекислый газ (рис. 186). Закрыв вторую баночку ладонью, убедитесь при помощи горящей лучинки, что в первой баночке углекислого газа не осталось. Затем испытайте газ во второй баночке — лучинка гаснет, а прилитая известковая вода мутнеет. ■

Рис. 187. Растворимость углекислого газа в воде.

Углекислый газ примерно в полтора раза тяжелее воздуха.

1 *л* воздуха при нормальных условиях весит около 1,3 *г*, 1 *л* углекислого газа — около 2 *г*.

Углекислый газ довольно хорошо растворяется в воде.

■ ***Опыт 2.*** Наполните баночку углекислым газом. Влейте в нее до $^1/_3$ воды и, плотно закрыв ладонью (рис. 187), сильно взболтайте.

Углекислый газ растворяется в воде, давление в баночке понижается, и давлением атмосферы баночка придавливается к ладони — „присасывается".

В одном объеме воды при комнатной температуре растворяется около одного объема углекислого газа.

Влейте в баночку, в которой находится полученный вами раствор углекислого газа в воде, немного фиолетового раствора лакмуса и взболтайте — лакмус краснеет.

Напишите равенство реакции соединения углекислого газа с водой. ■

Углекислый газ можно при обыкновенной температуре превратить в *жидкость,* подвергнув его давлению около 60 атмосфер. Сжиженный углекислый газ хранится в стальных баллонах.

По своим химическим свойствам углекислый газ является *ангидридом* угольной кислоты. Он представляет собою вещество прочное. Поэтому обычные горючие вещества гаснут в углекислом газе.

Углекислый газ не является ядом, но его нельзя назвать веществом совершенно безвредным. При вдыхании значительных количеств углекислого газа замечается головокружение, стеснение в груди, шум в ушах, сонливость.

При большом содержании углекислого газа в воздухе — свыше 20% — человек начинает задыхаться вследствие недостатка кислорода. Часто наблюдаются случаи смерти от углекислого газа, когда люди спускаются без предосторожностей в люки, подвалы, ямы, колодцы, где вследствие гниения и других причин скопляется углекислый газ. Прежде чем спускаться в подобные места, необходимо сначала опустить туда на веревке фонарь с горящей свечой и, если свеча гаснет, ни в коем случае не спускаться без предварительного проветривания.

Углекислый газ может быть получен действием кислот на различные соли угольной кислоты.

■ ***Опыт 3.*** Насыпьте в пробирки по нескольку крупинок соды Na_2CO_3, поташа K_2CO_3, углемагниевой соли $MgCO_3$. В одну пробирку положите кусочек мрамора (известняка или мела) $CaCO_3$.

Прилейте во все пробирки серной кислоты (1 : 5). Наблюдайте происходящее вспенивание.

Обратите внимание на то, что между мрамором и серной кислотой реакция идет только в первый момент, а затем быстро прекращается.

Напишите равенства происходящих реакций. ■

Реакция между мрамором и серной кислотой быстро прекращается вследствие образования на поверхности мрамора малорастворимой сернокальциевой соли (гипса), которая препятствует дальнейшему действию кислоты.

Углекислый газ получается также при *накаливании некоторых солей угольной кислоты.* Способностью солей угольной кислоты разлагаться при нагревании пользуются на практике как для получения углекислого газа, так и для получения окислов соответствующих металлов, например, при выжигании извести CaO из известняка или мрамора:

$$CaCO_3 = CaO + CO_2.$$

В природе углекислый газ образуется при горении, гниении, дыхании, брожении. Углекислый газ выделяется водой многих *источников*, как, например, нарзан в Кисловодске на Кавказе; он выделяется из трещин в земной коре в вулканических местностях, при извержениях вулканов.

Общее количество углекислого газа, выделяющегося при всех указанных процессах, — громадно. Между тем, содержание углекислого газа в воздухе остается более или менее постоянным — 0,03—0,04% по объему. Это объясняется тем, что в природе одновременно протекают процессы, при которых углекислый газ удаляется из атмосферы.

Из курса ботаники известно, что углекислый газ служит для *питания растений.*

Углекислый газ принимает также участие в „*выветривании*" *горных пород*, переводя соединения кремния в соли угольной кислоты, вымываемые водой.

Наконец, часть углекислого газа *поглощается морской водой* и микроскопическими водорослями океана.

Процессы, при которых выделяется и поглощается углекислый газ, уравновешивают друг друга, почему количество углекислого газа в атмосфере и остается более или менее постоянным.

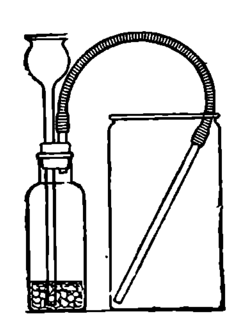


Рис. 188. Наполнение углекислым газом банки.

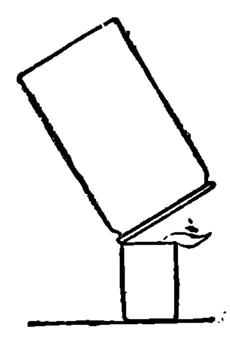


Рис. 189. Тушение углекислым газом горящего бензина.

7. Применения углекислого газа. Углекислый газ имеет многочисленные применения.

Как газ, не поддерживающий горения обычных горючих веществ, углекислый газ применяется *для тушения пожаров*, особенно, когда загораются такие вещества, которые водой заливать нельзя: нефть, керосин, бензин. Эти вещества легче воды и при заливании водой всплывают на ее поверхность и продолжают гореть (см. стр. 71).

■ ***Опыт.*** Попробуйте загасить углекислым газом горящий бензин. Наполните углекислым газом большую банку для варенья, деревянную или картонную коробку и т. п. (рис. 188). Налейте в стакан или, лучше, в жестяную коробку из-под консервов и т. п. немного бензина и зажгите. Попробуйте погасить бензин, вливая в банку воду. Бензин не гаснет. Поднесите к горящему бензину банку с углекислым газом и быстро опрокиньте ее над горящим бензином (рис. 189). Бензин сразу же гаснет.

Если вы зажигаете бензин не в жестянке, а в стакане, поставьте его не прямо на стол, а на сковородку с песком, на случай, если бы стакан лопнул. Склянку с бензином во время опыта следует убрать подальше. На случай неудачи пламя бензина можно потушить, закрыв банку тряпкой или засыпав песком, который должен быть наготове. ■

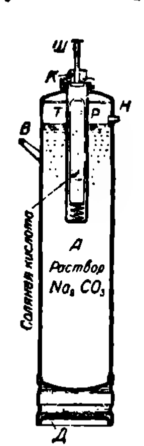


Рис. 190. Огнетушитель.

На практике, при тушении пожаров углекислый газ обычно получается в тот момент, когда он нужен. Для этого служат так называемые *огнетушители*. Один из подобных огнетушителей изображен на рис. 190 в разрезе. Это большой железный цилиндр *А*, наполненный раствором угленатриевой соли Na_2CO_3 (соды). В верхней части сосуда находится решетчатая коробка *Р*, в которую помещена запаянная стеклянная трубка *Т* с раствором соляной кислоты. Сосуд завинчен крышкой *К*, в которую вставлен штифт с головкой *Ш*. Наконец, в верхней части цилиндра имеется носик *Н*.

Если перевернуть огнетушитель, держа за вделанную в дно ручку *Д*, и сильно ударить головкой штифта *Ш* о пол, то штифт входит внутрь, трубка с кислотой разбивается и начинается знакомая уже нам реакция между содой и соляной кислотой. Вся жидкость внутри огнетушителя начинает шипеть. Углекислый газ, поднимающийся вверх, сильно давит на поверхность жидкости (рис. 191), и шипящая, пенистая, непрерывно выделяющая углекислый газ жидкость сильной струей выбрасывается из огнетушителя. Выделяемая жидкостью пена покрывает горящий предмет, углекислый газ оттесняет воздух, и горение прекращается.

Огнетушитель держат одной рукой за ручку в дне, другой — за боковую ручку и направляют струю на пламя снизу. Огнетушитель особенно полезен *в самом начале пожара*. Очень много пожаров предотвращается там, где есть огнетушители. Бывший в употреблении огнетушитель можно зарядить снова, и он опять будет готов к работе.

Большие количества углекислого газа применяются для приготовления *шипучих напитков* — сельтерской воды, лимонада, ситро и т. п. В бутылку с соответствующим раствором углекислый газ накачивается под давлением, и бутылка сейчас же затыкается пробкой. При вынимании пробки углекислый газ выходит из бутылки, давление делается равным атмосферному, содержащийся в растворе углекислый газ начинает выделяться, и напиток шипит и пенится, так как растворимость газа с понижением давления уменьшается.

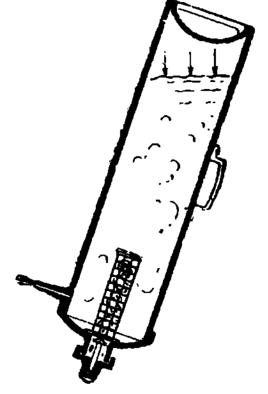


Рис. 191. Огнетушитель в действии.

Температура кипения сжиженного углекислого газа — 78°. Поэтому, выпуская струю сжиженного углекислого газа из перевернутого кверху дном баллона, можно получить очень *низкую температуру*, чем также пользуются на практике. Кипящая жидкость охлаждается все сильнее и сильнее и, наконец, превращается в твердую снегообразную массу. Эта масса постепенно испаряется, оставаясь все время твердой, не переходя в жидкое состояние. Если эту снегообразную массу спрессовать и поместить в деревянный ящик, то она испаряется очень медленно, все время сохраняя температуру — 78°. Не так давно американцы стали применять такую „твердую углекислоту" вместо льда, для охлаждения перевозимых по железным дорогам скоропортящихся продуктов, и называют ее „сухой лед". Сухой лед не требует никаких приспособлений. Он кладется непосредственно между ящиками с товаром, без опасения его подмочить. Завод сухого льда недавно начал работать и у нас, в Москве. Несомненно, что применение сухого льда будет быстро расти.

Твердый угольный ангидрид применяется также для тушения пожаров в тех случаях, когда раствор соды обыкновенного огнетушителя мог бы испортить ценные предметы, а также для тушения загоревшихся проводов и электрических моторов, так как жидкость дала бы при тушении короткое замыкание.

Имеются особые огнетушители, состоящие из баллона с жидким угольным ангидридом, и приспособления для выбрасывания образующегося при быстром испарении сжиженного газа сухого „снега".

Сильное понижение температуры при испарении сжиженного газа используется также в холодильных машинах.

Большие количества углекислого газа потребляются при *производстве соды* (о чем будет сказано ниже) и при многих других химических производствах. Известен еще целый ряд различных применений углекислого газа.

В технике углекислый газ готовится не только действием кислот на известняки, но и *обжиганием известняков* при высокой температуре. Мы уже знаем, что известняки обжигают для получения извести:

$$CaCO_3 = CaO + CO_2.$$

При обжигании в соответственно устроенных печах можно использовать и выделяющийся при этом углекислый газ.

8. Угольная кислота и ее соли. Углекислый газ, как уже известно, есть *ангидрид*. Растворяясь в воде, он дает угольную кислоту. Угольная кислота — вещество очень *непрочное*, и в чистом виде, не в растворе, ее получить не удается.

Раствор CO_2 имеет слабо кислую реакцию на лакмус и слегка кисловат на вкус. С некоторыми металлами, например с магнием, насыщенный водный раствор угольного ангидрида, хотя и слабо, но выделяет водород.

Поэтому раствор CO_2 в воде мы можем считать раствором *угольной кислоты*, которая, судя по составу ее многочисленных солей, имеет состав H_2CO_3. Раствор H_2CO_3 в воде вступает в реакцию с основаниями, образуя соли. Так, если к раствору извести $Ca(OH)_2$ прилить раствора H_2CO_3 или пропускать газообразный CO_2, то получается, как известно, осадок не растворимой в воде соли $CaCO_3$:

$$Ca(OH)_2 + H_2CO_3 = CaCO_3 + 2H_2O.$$

Кроме углекальциевой соли $CaCO_3$, нам уже встречался целый ряд солей угольной кислоты: сода Na_2CO_3, поташ K_2CO_3, углебариевая соль $BaCO_3$ и др.

Как кислота *двуосновная* угольная кислота может образовать *гидросоли* (кислые соли). Гидроугленатриевая соль $NaHCO_3$ известна в общежитии под названием „питьевая сода“ или *двууглекислая сода* (ее принимают внутрь как лекарство).

Если насыщать углекислым газом раствор едкого натра, то на одно и то же количество едкого натра для образования кислой соли придется затратить вдвое больше углекислого газа, чем для образования средней соли:

$$2NaOH + CO_2 = Na_2CO_3 + H_2O,$$
$$2NaOH + 2CO_2 = 2NaHCO_3.$$

Отсюда и происходит название „двууглекислая“ сода.

Нормальные соли угольной кислоты называются в технике *карбонаты*, *гидросоли* (кислые соли) — *бикарбонаты*.

Угольная кислота принадлежит к числу *очень слабых кислот*. С примерами слабых кислот мы уже встречались (сероводород, сернистая кислота). Слабыми кислотами вообще называются такие кислоты, у которых свойства кислот выражены не резко. Растворы слабых кислот при действии на такие металлы, как магний, цинк и т. д., выделяют водород сравнительно медленно, на лакмус действуют слабо, электрический ток проводят значительно хуже, чем растворы сильных кислот.

Сильные кислоты — соляная HCl, азотная HNO_3, серная H_2SO_4, бромистоводородная HBr. *Слабые кислоты* — сернистая H_2SO_3, метафосфорная HPO_3, ортофосфорная H_3PO_4, плавиковая H_2F_2. *Очень слабые кислоты* — угольная H_2CO_3, уксусная $H(H_3C_2O_2)$, сероводородная H_2S.

В технике углекислый газ готовится не только действием кислот на известняки, но и *обжиганием известняков* при высокой температуре. Мы уже знаем, что известняки обжигают для получения извести:

$$CaCO_3 = CaO + CO_2.$$

При обжигании в соответственно устроенных печах можно использовать и выделяющийся при этом углекислый газ.

8. Угольная кислота и ее соли. Углекислый газ, как уже известно, есть *ангидрид*. Растворяясь в воде, он дает угольную кислоту. Угольная кислота — вещество очень *непрочное*, и в чистом виде, не в растворе, ее получить не удается.

Раствор CO_2 имеет слабо кислую реакцию на лакмус и слегка кисловат на вкус. С некоторыми металлами, например с магнием, насыщенный водный раствор угольного ангидрида, хотя и слабо, но выделяет водород.

Поэтому раствор CO_2 в воде мы можем считать раствором *угольной кислоты*, которая, судя по составу ее многочисленных солей, имеет состав H_2CO_3. Раствор H_2CO_3 в воде вступает в реакцию с основаниями, образуя соли. Так, если к раствору извести $Ca(OH)_2$ прилить раствора H_2CO_3 или пропускать газообразный CO_2, то получается, как известно, осадок не растворимой в воде соли $CaCO_3$:

$$Ca(OH)_2 + H_2CO_3 = CaCO_3 + 2H_2O.$$

Кроме углекальциевой соли $CaCO_3$, нам уже встречался целый ряд солей угольной кислоты: сода Na_2CO_3, поташ K_2CO_3, углебариевая соль $BaCO_3$ и др.

Как кислота *двуосновная* угольная кислота может образовать *гидросоли* (кислые соли). Гидроугленатриевая соль $NaHCO_3$ известна в общежитии под названием „питьевая сода“ или *двууглекислая сода* (ее принимают внутрь как лекарство).

Если насыщать углекислым газом раствор едкого натра, то на одно и то же количество едкого натра для образования кислой соли придется затратить вдвое больше углекислого газа, чем для образования средней соли:

$$2NaOH + CO_2 = Na_2CO_3 + H_2O,$$
$$2NaOH + 2CO_2 = 2NaHCO_3.$$

Отсюда и происходит название „двууглекислая“ сода.

Нормальные соли угольной кислоты называются в технике *карбонаты*, *гидросоли* (кислые соли) — *бикарбонаты*.

Угольная кислота принадлежит к числу *очень слабых кислот*. С примерами слабых кислот мы уже встречались (сероводород, сернистая кислота). Слабыми кислотами вообще называются такие кислоты, у которых свойства кислот выражены не резко. Растворы слабых кислот при действии на такие металлы, как магний, цинк и т. д., выделяют водород сравнительно медленно, на лакмус действуют слабо, электрический ток проводят значительно хуже, чем растворы сильных кислот.

Сильные кислоты — соляная HCl, азотная HNO_3, серная H_2SO_4, бромистоводородная HBr. *Слабые кислоты* — сернистая H_2SO_3, метафосфорная HPO_3, ортофосфорная H_3PO_4, плавиковая H_2F_2. *Очень слабые кислоты* — угольная H_2CO_3, уксусная $H(H_3C_2O_2)$, сероводородная H_2S.

Среди оснований, как и среди кислот, различают сильные и слабые основания. *Сильные основания* — едкие щелочи: $NaOH$, KOH, $Ca(OH)_2$, $Ba(OH)_2$. Растворы их сильно действуют на лакмус, сравнительно хорошо проводят электрический ток и сильно реагируют с кислотами.

Слабые основания — не растворимые в воде гидраты окислов металлов, не обладающие свойствами едких щелочей.

Напомним сказанное (стр. 112) относительно реакции на лакмус и другие индикаторы различных солей.

Соли, образованные *сильными кислотами* и *сильными основаниями*, как $NaCl$, Na_2SO_4, KNO_3, — имеют *нейтральную реакцию.*

Соли, образованные *сильными кислотами* и *слабыми основаниями*, как $AlCl_3$, $CuSO_4$, $Pb(NO_3)_2$, — имеют *кислую реакцию.*

Соли, образованные *сильными основаниями* и *слабыми кислотами*, как Na_2CO_3, K_2S, $K(H_3C_2O_2)$, — имеют *щелочную реакцию.*

К этому следует еще добавить, что очень слабые кислоты с очень слабыми основаниями часто совсем *не образуют солей.*

Все эти случаи, когда соли не имеют нейтральной реакции или совсем не получаются, могут быть объяснены *реакцией между солью и водой*, называемой **реакцией гидролиза.** Реакция гидролиза обратна реакции нейтрализации. При гидролизе соль и вода дают основание и кислоту.

Возьмем для примера соль сильного основания и слабой кислоты — *угленатриевую соль* Na_2CO_3. При растворении ее в воде происходит не идущая до конца реакция между солью и водой:

$$Na_2CO_3 + 2H_2O \rightleftarrows H_2CO_3 + 2NaOH.$$

В растворе получаются небольшие количества слабой угольной кислоты и сильного основания — едкого натра. Поэтому индикаторы, на которые угольная кислота действует слабо, а едкий натр — сильно, показывают *щелочную* реакцию.

При растворении *хлористого алюминия* происходит такая реакция:

$$AlCl_3 + 3H_2O \rightleftarrows Al(OH)_3 + 3HCl.$$

В растворе получаются ничтожные количества почти не растворимого в воде и не действующего на индикаторы гидрата окиси алюминия и сильная соляная кислота. Соль имеет *кислую* реакцию на лакмус.

Наблюдать явление гидролиза соли слабого основания и слабой кислоты можно на углеалюминиевой соли.

■ ***Опыт 1.*** Слейте растворы $AlCl_3$ и Na_2CO_3. ■

По равенству реакции должна была бы получиться углеалюминиевая соль:

$$2AlCl_3 + 3Na_2CO_3 = Al_2(CO_3)_3 + 6NaCl.$$

В пробирке же получается характерный осадок гидрата окиси алюминия.

Это можно объяснить тем, что в данном случае в *первый момент* получается при реакции обмена *углеалюминиевая соль*, которая затем сейчас же вступает в реакцию с водой, причем эта реакция идет уже до конца:

$$Al_2(CO_3)_3 + 3H_2O = 2Al(OH)_3 + 3CO_2.$$

Таким образом в тех случаях, когда должна была бы получиться соль слабого основания и слабой кислоты, *гидролиз идет до конца*, и в итоге получается гидрат окиси металла.

Иногда образовавшийся при гидролизе гидрат окиси металла вступает в реакцию с получившейся при реакции обмена солью, еще не подвергшейся гидролизу. При этом получаются так называемые *гидроокси-соли*, или *основные соли*.

■ *Опыт 2.* Для опыта возьмите отвешенные количества медного купороса $CuSO_4.5H_2O$ и угленатриевой соли — кристаллической $Na_2CO_3.10H_2O$ или сухой, безводной Na_2CO_3. Рассчитайте молекулярные веса солей. Отвесьте 2,5 *г* $CuSO_4.5H_2O$. Рассчитайте, сколько граммов $Na_2CO_3.10H_2O$ (или Na_2CO_3) нужно отвесить, если для реакции на две граммолекулы медного купороса нужно взять одну граммолекулу соды. Отвешивайте с точностью до 0,1 *г*.

Растворите каждую соль в $^1/_2$ пробирки воды. Слейте растворы в фарфоровой чашке или в химическом стаканчике.

Вы заметите образование голубого осадка, который быстро начинает зеленеть, причем жидкость пенится (выделение углекислого газа). Слегка нагревайте раствор (не кипятите!), пока не прекратится выделение углекислого газа.

Полученный зеленый осадок отфильтруйте и оставьте сохнуть на воздухе. ■

Образование гидроокси-углемедной соли можно объяснить следующим образом. В первый момент медный купорос с содой дал углемедную соль $CuCO_3$:

$$CuSO_4 + Na_2CO_3 = CuCO_3 + Na_2SO_4.$$

При гидролизе углемедной соли сейчас же получился голубой осадок гидрата окиси меди $Cu(OH)_2$:

$$CuCO_3 + H_2O \rightleftarrows Cu(OH)_2 + CO_2.$$

Гидрат окиси меди, реагируя с углемедной солью $CuCO_3$, дал основную соль:

$$CuCO_3 + Cu(OH)_2 = CuCO_3.Cu(OH)_2.$$

Основная соль $CuCO_3.Cu(OH)_2$, или $Cu_2CO_3(OH)_2$, — это та зеленая соль, которой мы пользовались при первом знакомстве с реакцией разложения и которую обыкновенно называют просто „углемедная соль“.

Теперь ясно, почему при разложении углемедной соли (стр. 7—8) получается, кроме окиси меди и углекислого газа, еще вода:

$$CuCO_3.Cu(OH)_2 = 2CuO + CO_2 + H_2O.$$

Основные соли представляют собою как бы соединения соли с основанием. Их можно рассматривать так же как продукты *неполного замещения* гидроксилов оснований кислотными остатками:

$$2Cu(OH)_2 + H_2CO_3 = Cu_2(OH)_2CO_3 + 2H_2O.$$

Основных солей известно очень много. Так, например, при продолжительном кипячении раствора медного купороса происходит гидролиз, и получается зеленый кристаллический осадок основной соли состава:

$$CuSO_4.2Cu(OH)_2.$$

Приливая раствор угленатриевой соли к раствору азотносвинцовой соли, мы получаем белый осадок основной углесвинцовой соли:

$$2PbCO_3.Pb(OH)_2.$$

Это так называемые свинцовые белила, белая краска, которая ввиду ее ядовитости в СССР не применяется.

ВОПРОСЫ ДЛЯ ПОВТОРЕНИЯ.

1. В виде каких веществ встречается углерод в природе?
2. Какие вещества являются видоизменениями углерода, и как доказать, что они состоят из одного и того же элемента?

3. Укажите нахождение в природе, получение, свойства и применения угля, алмаза и графита.

4. Приведите примеры явления адсорбции.

5. В чем заключается активирование угля?

6. Что такое метан, и как он образуется?

7. На чем основано устройство рудничной лампы?

8. Какой газ может являться причиной больших количеств жертв при взрывах рудничного газа?

9. К какому типу окислов относится окись углерода, и каковы ее свойства?

10. Для чего применяют и как получают генераторный, водяной и смешанный газы? Напишите равенства реакций.

11. Какое ОВ получается из окиси углерода, и каковы его свойства?

12. Опишите способы получения, свойства и применения углекислого газа.

13. Каково содержание углекислого газа в воздухе, и почему оно почти не меняется?

14. Рассчитайте, сколько весовых частей углекислого газа может быть получено из 100 вес. ч. кристаллической соды, и сколько — из 100 вес. ч. бикарбоната.

15. Приведите три примера реакции гидролиза.

16. Назовите три соли, имеющие щелочную реакцию, и три соли, имеющие кислую реакцию на лакмус.

XVII. КРЕМНИЙ.

Углерод так же, как и другие рассмотренные нами элементы, не стоит особняком. Есть ряд элементов, имеющих с ним химическое сходство.

Из элементов, сходных с углеродом, мы остановимся на кремнии.

Кремний играет такую же важную роль в неживом мире минералов, какую углерод — в мире живых организмов. Песок, глина и большинство других горных пород состоят преимущественно из различных соединений кремния. На долю кремния приходится больше четверти массы земной коры. После кислорода кремний — самый распространенный на земле элемент.

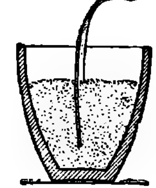


Рис. 192. Получение кремния.

1. Кремний как простое вещество. В свободном виде кремний в природе не найден. Он может быть получен из его кислородного соединения — *двуокиси кремния* SiO_2. Белый, так называемый кварцевый песок представляет собою двуокись кремния.

Если смешать измельченный в порошок кварцевый песок с порошком *магния* и сильно нагреть смесь в одном месте (в смесь, помещенную в железный тигель, вставляют ленту магния и зажигают — рис. 192), то происходит бурная реакция:

$$2Mg + SiO_2 = Si + 2MgO.$$

Окись магния можно удалить, обработав продукты реакции соляной кислотой; окись магния реагирует с кислотой, образуя растворимый в воде хлористый магний:

$$MgO + 2HCl = MgCl_2 + H_2O.$$

После удаления окиси магния остается *кремний*. Он представляет собой темнобурый *аморфный порошок*.

Обрабатывая смесь кремния с окисью магния кислотой, мы замечаем, помимо растворения окиси магния, еще совершенно неожиданное явление: выделение *газа*, каждый пузырек которого, поднимаясь на поверхность жидкости, дает *сильную вспышку*. Объясняется это следующим

образом. При взаимодействии между двуокисью кремния и магнием идет побочная реакция — получающийся кремний частично вступает в реакцию с магнием, образуя кремнистый магний Mg_2Si. При взаимодействии же кремнистого магния с соляной кислотой получается кремнистый водород SiH_4:

$$Mg_2Si + 4HCl = 2MgCl_2 + SiH_4.$$

Кремнистый же водород сам собою загорается на воздухе:

$$SiH_4 + 2O_2 = SiO_2 + 2H_2O.$$

Кроме *аморфного кремния*, известно и *кристаллическое видоизменение* кремния — темные, с металлическим блеском кристаллы, похожие на графит, но очень твердые (чертят стекло).

При обыкновенной температуре кремний соединяется только с фтором, при нагревании же вступает в соединение: с хлором, кислородом, азотом, серой и некоторыми металлами.

Образуются соединения: четырехфтористый кремний SiF_4, четырехлористый кремний $SiCl_4$, двуокись кремния SiO_2, азотистый кремний Si_3N_4, двусернистый кремний SiS_2, кремнистый кальций Ca_2Si и т. п.

2. Кремнезем. Кислородное соединение кремния — двуокись кремния SiO_2, или *кремнезем*, — широко распространено в земной коре.

Кремнезем встречается как в аморфном, так и в кристаллическом видоизменениях. Примером аморфного кремнезема может служить так называемая *инфузорная земля*, или *трепел*, — отложения остатков скелетов водорослей отдаленных геологических эпох.

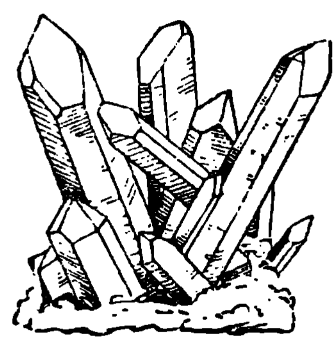


Рис. 193. Кристаллы горного хрусталя.

Примером кристаллического кремнезема может служить минерал *кварц*. Как было сказано, „белый“ песок представляет собой зерна кварца. Обыкновенный песок также состоит из зерен кварца; различная окраска его зависит от присутствия примесей (главным образом соединений железа). Кварц в виде прозрачных и бесцветных кристаллов носит название *горного хрусталя* (рис. 193). Прозрачный кварц, окрашенный в темный цвет, называется дымчатым топазом, в фиолетово-розовый — аметистом.

Чаще всего кварц встречается не в виде крупных отдельных кристаллов, а в виде сплошных масс, состоящих из тесно спаянных между собою мелких кристаллов.

Кварц плавится при очень высокой температуре (1710°). Расплавленный кварц при охлаждении застывает в прозрачную стекловидную массу, называемую *кварцевым стеклом*. Из него изготовляют посуду для химических работ, требующих сильного нагревания и резких изменений температуры (стр. 30). Кварцевая посуда, в противоположность стеклянной, не трескается даже при быстром охлаждении в холодной воде. Эта особенность кварца объясняется тем, что его коэфициент теплового расширения очень мал.

Кремень, от которого происходит название „кремний“, на первый

взгляд кажущийся аморфным, представляет смесь мелкокристаллического кварца с аморфным гидратом кремнезема. Такой же состав имеют и некоторые другие минералы.

Следует отметить *агат*, применяемый как очень твердый камень в технике, окрашенные примесями в различные цвета *яшмы*, идущие на изготовление художественных изделий и украшений и др.

3. Кремниевые кислоты и их соли. Кремний принадлежит к неметаллам. Кремнезем SiO_2, как уже известно, является ангидридом. Он вступает в реакцию с основаниями. При *сплавлении* кремнезема с едкими щелочами NaOH и KOH образуются соли кремниевой кислоты H_2SiO_3, например:

$$SiO_2 + 2NaOH = Na_2SiO_3 + H_2O.$$

Получаемое полупрозрачное стекловидное вещество — кремненатриевая соль — растворимо в воде, почему оно и называется *растворимым стеклом.*

Растворимое стекло имеет щелочную реакцию на лакмус.

■ ***Опыт 1.*** Раствор Na_2SiO_3 (или K_2SiO_3) испытайте лакмусной бумажкой. ■

Щелочная реакция водного раствора Na_2SiO_3 (или K_2SiO_3) указывает на то, что *кремниевая кислота*, подобно угольной, — *кислота слабая.* Соли кремниевой кислоты и сильных оснований, как NaOH и KOH, в растворе *гидролизуются:*

$$Na_2SiO_3 + 2H_2O \rightleftarrows H_2SiO_3 + 2NaOH.$$

Растворимое стекло применяется для пропитки дерева и тканей, для предохранения их от гниения и от огня (несгораемые ткани), для различных замазок и цементов, для пропитки пористых камней в строительном деле, в красильном и ситценабивном производствах как протрава для закрепления красителей и т. д.

Кремниевую кислоту ***нельзя получить прямым соединением двуокиси кремния с водой.***

Кремниевая кислота получается при реакции обмена ее соли с другой кислотой (т. е. тем же способом, каким мы получали соляную и азотную кислоты из их солей).

■ ***Опыт 2.*** В пробирку с растворимым стеклом бросьте лакмусную бумажку и прибавляйте по каплям, размешивая палочкой, разбавленную соляную кислоту, пока реакция не станет слабо кислой. Оставьте пробирку стоять минут 10—15. Наблюдайте выпадение кремниевой кислоты в виде студенистой массы.

Напишите равенство реакции. ■

Кремниевая кислота — *аморфное твердое вещество.* В чистом виде ее получить не удается. При высушивании она постепенно теряет воду и при прокаливании окончательно распадается на двуокись кремния и воду:

$$H_2SiO_3 = SiO_2 + H_2O.$$

Из *солей* кремниевой кислоты в воде растворимы только соли натрия и калия.

Кислоту состава H_2SiO_3 можно представить себе как результат взаимодействия одной молекулы воды с одной молекулой двуокиси кремния.

Кроме кремниевой кислоты H_2SiO_3, судя по составу солей, должен существовать еще *целый ряд кремниевых кислот*, которые соответствуют соединениям различного числа молекул кремнезема с различным числом молекул воды, например:

$$H_4SiO_4 = 2H_2O + SiO_2$$
$$H_6Si_2O_7 = 3H_2O + 2SiO_2$$
$$H_4Si_3O_8 = 2H_2O + 3SiO_2 \text{ и т. д.}$$

В чистом виде ни одна из этих кислот не получена.

Соли различных кремниевых кислот называются — *силикаты* (кремний Si по-латыни — силициум). Силикаты весьма распространены в природе, они входят в состав большинства горных пород.

Вот формулы некоторых силикатов:

$H_2Al_2(SiO_4)_2.H_2O$ — каолин (белая глина);
$KH_2Al_3(SiO_4)_3$ — белая слюда;
$KAlSi_3O_8$ — полевой шпат.

Большинство силикатов имеет очень сложный состав, причем состав соответствующих кислот не всегда известен. Поэтому принято писать формулы силикатов иначе, чем обычные формулы солей. Силикаты обычно рассматривают как бы состоящими из отдельных окислов.

Состав приведенных выше силикатов изображается так:

$H_2Al_2(SiO_4)_2.H_2O = Al_2O_3.2SiO_2.2H_2O$ — каолин;
$2KH_2Al_3(SiO_4)_3 = K_2O.3Al_2O_3.6SiO_2.2H_2O$ — белая слюда;
$2KAlSi_3O_8 = K_2O.Al_2O_3.6SiO_2$ — полевой шпат.

Одним из распространенных силикатов является глина. Чистая белая глина, или *каолин*, редко встречается в природе. Обычно глина окрашена в различные цвета, благодаря примеси других соединений (большей частью — соединений железа).

Минералы и горные породы, образующие земную кору, не остаются неизменными. На поверхности земли они подвергаются химическому воздействию воды и воздуха, постепенно разрушаются, или, как говорят, *химически выветриваются*. При этом из силикатов образуются менее сложные вещества — углекалиевая соль, кремнезем (песок) и каолин (глина).

Примером химического выветривания может служить выветривание полевого шпата под действием воды и углекислого газа воздуха, которое можно выразить следующим равенством:

$$K_2O.Al_2O_3.6SiO_2 + CO_2 + 2H_2O = K_2CO_3 + 4SiO_2 + Al_2O_3.2SiO_2.2H_2O.$$

Все природные глины представляют собою продукты разрушения более сложных силикатов.

В результате выветривания горных пород и накопления органических остатков образовалась *почва.*

Процессы химического выветривания не прекращаются в почве и сейчас: сложные силикаты продолжают разрушаться, в результате чего в почве накопляются кремнезем, глина и соли калия. Кроме того, вследствие гниения остатков организмов в почве образуются перегнойные вещества, поселяются бактерии, своей деятельностью производящие в почве еще более глубокие химические изменения.

Происходящие в почве процессы химического выветривания *играют большую роль в жизни растений.* Так, например, входящий в состав

некоторых сложных силикатов калий не может быть усвоен корнями растений, так как сложные силикаты не растворимы в воде. При разрушении же силикатов образуются соли калия, растворимые в воде и легко усвояемые растениями.

4. Сходство кремния с углеродом. Сравнивая химические свойства кремния и углерода, мы видим, что оба элемента весьма сходны друг с другом. У обоих элементов мы находим *слабо выраженные неметаллические свойства;* и тот и другой элемент образуют слабые кислоты. Угольному ангидриду CO_2 соответствует кремниевый ангидрид SiO_2; метану CH_4 — кремневодород SiH_4.

Хлористые соединения углерода и кремния также выражаются сходными формулами: CCl_4 — четыреххлористый углерод, $SiCl_4$ — четыреххлористый кремний. Наибольшая валентность как кремния, так и углерода равна четырем.

5. Силикаты в промышленности. С древних времен соединения кремния использовались человеком. Свои первые орудия человек делал из кремня, посуду и различную утварь — из глины, постройки возводил из глины, из песчаника, представляющего зерна кварца, сцементированные глиной, известняком и т. п. Хотя из многих областей промышленной деятельности человека силикаты были вытеснены металлом и соединениями других элементов, тем не менее их роль в современном народном хозяйстве огромна.

Из соединений кремния вырабатываются кирпичи, различные глиняные и фарфоровые изделия, стекло, цемент и т. п. Все это составляет большую и весьма важную отрасль народного хозяйства — силикатную промышленность.

Силикатная промышленность играет важную роль в социалистическом строительстве: большие количества силикатных изделий требуются для постройки новых заводов, фабрик, жилищ, для производства химической аппаратуры (баки, трубы, целлариусы, поглотительные башни и т. п.), электротехнических принадлежностей, посуды для удовлетворения растущих бытовых потребностей населения и т. п.

Производство различных изделий из глины, или *керамика*, основано на следующих свойствах глины. Будучи замешана с водой, глина дает пластическое тесто, из которого можно формовать различные изделия. Если после высушивания эти изделия подвергнуть обжигу, т. е. нагреванию в печах до высокой температуры (выше 800°), то глина выделяет воду и превращается в твердое вещество, которое уже больше не присоединяет к себе воды и не обладает пластичностью.

Из белых сортов глины делают фарфоровые и фаянсовые изделия, из менее чистых, содержащих соли железа — глиняную посуду, гончарные трубы, кирпичи, черепицу и т. п., которые после обжига всегда бывают окрашены окисью железа в более или менее желтый или красный цвет.

Стекольная промышленность была известна уже в глубокой древности. При раскопках древних египетских городов, которые существовали более чем 3000 лет до нашего времени, найдены различные стеклянные предметы. Однако в древности стекло было очень дорогим. Еще в XIV в. стеклянные окна были редкостью и встречались лишь в домах богачей.

Обычными исходными материалами для „стекловарения“ являются песок SiO_2, сода Na_2CO_3 или поташ K_2CO_3 и известняк $CaCO_3$. Смесь веществ нагревается при очень высокой температуре (до 1400°).

При этом кремниевый ангидрид вытесняет угольный ангидрид и получаются силикаты натрия и кальция:

$$Na_2CO_3 + SiO_2 = Na_2SiO_3 + CO_2$$
$$CaCO_3 + SiO_2 = CaSiO_3 + CO_2.$$

Образовавшиеся силикаты образуют сплав с кремнеземом SiO_2, который всегда берется в избытке, и получается стекло.

Таким образом в состав обыкновенного стекла, из которого изготовляются склянки, колбы, оконное стекло, входят, кроме двуокиси кремния, силикаты натрия и кальция. Для приготовления тугоплавкого стекла, вместо соды, берут поташ K_2CO_3. Следовательно, силикат натрия заменяется силикатом калия K_2SiO_3.

В состав хрустального стекла, „хрусталя“, вместо силиката кальция, вводят силикат свинца $PbSiO_3$ (вместо $CaCO_3$ берут PbO).

Для приготовления *бесцветного* стекла требуется совершенно чистый кварц. Если применять желтый песок, то стекло получается зеленоватого или желтоватого цвета (бутылочное стекло), благодаря примеси силикатов железа.

Для приготовления *цветного* стекла к обычным материалам прибавляют небольшие количества различных окислов; так, прибавка закиси кобальта CoO дает синее стекло, окиси хрома Cr_2O_3 или меди CuO — зеленое и т. д.

Стекло не имеет определенной температуры плавления, и при остывании расплавленного стекла оно загустевает постепенно. Из полужидкого стекла выдувают бутылки, колбы и т. д., вытягивают машинами пластины оконного стекла, отливают толстое зеркальное стекло, прессуют различную посуду и другие изделия.

К силикатной промышленности относится также производство *цемента*. Цемент является важным вяжущим материалом. Приготовленное из цемента и воды тесто постепенно отвердевает и превращается в весьма твердую массу, прочно скрепляющую различные предметы, например кирпичи.

Есть сорта цемента, затвердевающие не только на воздухе, но и под водой, и поэтому пригодные для различных подводных сооружений.

Цемент получается обжиганием смеси известняка и глины в специальных печах. В некоторых местах встречается природная смесь глины и известняка в виде горной породы *мергеля*, соотношение частей в котором такое, какое требуется для изготовления цемента. Большие залежи таких мергелей находятся, например, недалеко от Новороссийска, где работают большие цементные заводы.

При обжиге мергеля или искусственной смеси известняка и глины получаются безводные соединения — силикат кальция $3CaO.SiO_2$, соединения окиси кальция с окислами алюминия и железа: $2CaO.Al_2O_3$, $2CaO.Fe_2O_3$ и др. Спекшуюся при обжиге массу (клинкер) размалывают в очень мелкий порошок — цемент. При замешивании цемента с водой безводные соединения переходят в гидраты, застывающие в сплошную аморфную массу цемента, в которой частично образуются и кристаллические соединения.

Смешивая цемент с песком, гравием, щебнем, получают бетон. Из бетона и железобетона (бетон с железным остовом внутри) возводят различные сооружения — огромные здания, мосты, молы и т. п.

Теория схватывания (твердения) цемента еще не вполне установлена, но практика изготовления цемента и бетона достигла большого совершенства.

ВОПРОСЫ ДЛЯ ПОВТОРЕНИЯ.

1. Как получается кремний? Какая побочная реакция при этом происходит?
2. Назовите разновидности кремнезема и их применения.
3. Какие кремниевые кислоты вы знаете? Известны ли они в свободном виде? Как называются их соли?
4. Напишите равенство реакции получения растворимого стекла.
5. С каким элементом и в чем сходен кремний?
6. На чем основано применение глины в керамической промышленности?
7. Напишите равенства реакций, происходящих при варке стекла.

XVIII. ДИСПЕРСНЫЕ СИСТЕМЫ.

1. Суспензии и эмульсии. Мы до сих пор строго отличали раствор, представляющий совершенно однородную смесь растворителя и растворенного вещества, от мутной жидкости, **суспензии,** содержащей вещество во взвешенном состоянии.

В *растворе твердого вещества* мы видим только *одну жидкость,* или, как принято говорить, одну жидкую **фазу,** и никаким способом не можем различить отдельных частичек твердого вещества, хотя бы мы рассматривали раствор в самый сильный микроскоп.

В *суспензии* же мы различаем *две фазы:* 1) жидкую — взятую жидкость и 2) твердую — взвешенные частички нерастворимого твердого вещества, образующие муть.

В суспензии твердая фаза постепенно оседает на дно, в растворе же растворенное вещество никогда не оседает, если только не изменяется температура и не испаряется растворитель. Раствор всегда однороден.

Чем мельче частички твердой фазы в суспензии, тем медленнее они оседают.

■ ***Опыт 1.*** Разотрите с водой кусочек глины, влейте полученную кашицу в пробирку с водой, взболтайте и поставьте пробирку в штатив.

Наблюдайте постепенное оседание мути на дно пробирки. ■

Наиболее крупные частички быстро опускаются на дно, затем постепенно оседают все более и более мелкие.

Самые мелкие частички не оседают в течение долгого времени. Жидкость над осадком в нашей пробирке остается мутной целые дни и даже десятки дней.

Если бы мы взяли твердое вещество, измельченное в частички нескольких совершенно определенных размеров, то мы получили бы несколько резко отделяющихся слоев осадка.

Постепенным оседанием из жидкости все более и более мелких частичек пользуются в производстве для получения очень тонких порошков. Измельченное в порошок вещество взбалтывают с водой в какомнибудь сосуде, дают осесть крупным частичкам, а затем сливают мутную жидкость в другой сосуд, в котором оседают более мелкие частички.

Чем дольше шло оседание в первом сосуде, тем мельче будет порошок, который осядет во втором.

Такой способ разделения взвешенных в жидкости твердых частичек по их размерам на отдельные порции, или „фракции“, носит название — *отмучивание*.

На рис. 194 изображен ряд чанов для отмучивания глины на фарфоровых заводах. Вода со взболтанной глиной медленно протекает из одного чана в другой. В первом — оседают самые крупные частички, во втором — более мелкие и т. д. В последнем чане собираются самые мелкие частички, которые после отстаивания и идут в производство.

Подобным же образом отмучивают мел для зубного порошка, различные материалы для полирования и т. п.

Полировальные порошки, как наждак и т. п., в производстве часто различают по „минутам“: 5-минутный, 10-минутный, 20-минутный и т. д. Это означает, что мутная жидкость была слита во второй сосуд после 5 мин., 10 мин., 20 мин. отстаивания.

Взбалтывая две не растворяющиеся друг в друге *жидкости*, мы также можем получить взвешенные в жидкости капельки второй жидкости.

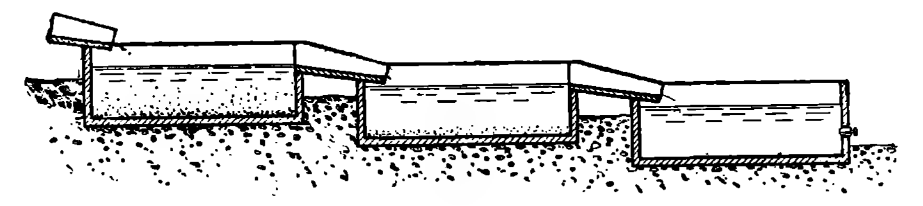


Рис. 194. Отмучивание глины.

■ ***Опыт 2.*** Возьмите $^3/_4$ пробирки 4—5% раствора буры, прибавьте несколько капель подсолнечного или другого растительного масла и сильно и долго взбалтывайте, закрыв отверстие пробирки пальцем. Затем поставьте пробирку в штатив и наблюдайте. ■

При взбалтывании получается мутная, похожая на молоко, жидкость, состоящая из двух жидких фаз. Это так называемая **эмульсия.**

Такой эмульсией является молоко, представляющее собой капельки жира, взвешенные в водном растворе.

При стоянии полученной нами эмульсии более крупные капельки масла быстро отделяются, всплывая вверх, так как масло легче воды. Мелкие же капельки очень долго не всплывают. Жидкость остается мутной.

В производстве молочных консервов искусственно разбивают шарики масла на более мелкие в особых машинах. Такое механически обработанное и стерилизованное нагреванием молоко называется „гомогенизированным“ (сделанное гомогенным, однородным). Оно не отстаивается в течение очень долгого времени.

Суспензии и эмульсии носят название — **дисперсии.**

2. Коллоидные растворы. Чем мельче частички, взвешенные в жидкой фазе, тем меньше заметна муть, тем все более и более прозрачной делается жидкость.

Можно приготовить такую тонкую дисперсию, что она будет казаться совершенно прозрачной и однородной.

Подобную дисперсию легко наблюдать на примере *гидрата окиси железа* $Fe(OH)_3$, который, как известно, не растворим в воде.

Гидрат окиси железа в виде тончайшей мути получается путем *гидролиза* (стр. 233) хлорного железа $FeCl_3$:

$$FeCl_3 + 3H_2O \rightleftarrows Fe(OH)_3 + 3HCl.$$

Для этого нагревают в химическом стакане до кипения дистиллированную воду и вливают в нее тонкой струей, лучше по каплям, при энергичном размешивании стеклянной палочкой, немного раствора хлорного железа.

Получается совершенно *прозрачная* темнобурого цвета жидкость, которая не отстаивается в течение очень долгого времени.

Почему же мы говорим, что это все-таки дисперсия, а не раствор? Может быть мы неправильно считаем гидрат окиси железа не растворимым в воде?

За то, что это не раствор, говорят два обстоятельства. Во-первых, при очень долгом стоянии жидкости, в течение месяцев и даже лет, частички гидрата окиси железа в конце концов оседают на дно сосуда. Во-вторых, твердую фазу в жидкости, не видимую простым глазом в обычных условиях, мы можем обнаружить, освещая жидкость в темной комнате *лучом света сбоку*.

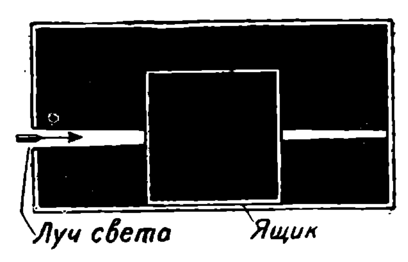


Рис. 195. Луч света не видим в ящике без пыли.

Всякий знает, что, находясь в закрытом темном помещении — в сарае или в комнате с окнами, закрытыми темными шторами или ставнями, — мы отчетливо видим проникающий в помещение через какую-нибудь щель „луч света". В этом луче мы легко различаем танцующие в воздухе пылинки, которых обычно, при полном освещении, мы не замечаем. Нужно сказать, что и самый-то „луч" мы видим только потому, что в воздухе есть пылинки. Это можно показать на следующем опыте.

Стенки стеклянного ящика смазываются глицерином. Ящик закрывается и оставляется на долгое время. Пылинки постепенно прилипают к глицерину, и воздух в ящике делается совершенно чистым, „беспыльным".

Если на такой ящик направить в темной комнате „луч" света, солнечного или от проекционного фонаря, то в воздухе до и после ящика луч будет виден, в ящике же *виден не будет* (рис. 195).

То же самое наблюдается, если мы пропустим луч света через прямоугольный сосуд с дистиллированной водой или с раствором поваренной соли в дистиллированной воде, очень долго стоявший спокойно, чтобы все случайно попавшие в него пылинки осели. Луч света в сосуде не виден.

Если же мы после этого сосуда поставим второй сосуд с полученным нами „раствором" гидрата окиси железа, то в нем тот же луч будет отчетливо виден (рис. 196). Из этого мы можем заключить, что полученная нами жидкость не является истинным раствором, как раствор поваренной соли, а содержит взвешенную твердую фазу.

Наблюдение светящегося луча — конуса в неоднородной среде — или **явление Ти́ндаля** (Ти́ндаль, Tyndall — английский ученый) очень часто применяется в науке для отличения неоднородных дисперсий от однородных растворов.

Веществ, которые можно получить в виде столь же тонких дисперсий, как и гидрат окиси железа, известно очень много. Полученные дисперсии кажутся совершенно однородными, прозрачными растворами, и отличить их от истинных растворов можно только при помощи явления Тиндаля или иными косвенными способами.

В отличие от *грубых дисперсий*, неоднородность которых сразу заметна, и от *истинных растворов*, такие тонкие дисперсии носят название — **коллоидные растворы** или **золи.** Ясно, что резкой границы между грубыми дисперсиями и золями нет. Получая вещество все в более и более измельченном виде, мы можем постепенно перейти от грубой дисперсии к коллоидному раствору.

По существу не должно быть резкой границы и между коллоидными и истинными растворами. Истинный раствор, хотя бы сахара в воде, мы можем представить себе как смесь молекул воды с молекулами сахара, движущимися между молекулами воды. Золи нерастворимых веществ отличаются от истинных растворов растворимых веществ только тем, что частички нерастворимого вещества сами собой не распадаются в растворителе до молекул, как частички растворимых веществ. Но мы можем себе представить столь тонкое измельчение коллоидных частичек золей, что они по своим размерам будут приближаться к размерам молекул и в конце концов будут раздроблены до отдельных молекул. С другой стороны, есть вещества с такими большими молекулами, что их истинные, никогда не дающие осадка растворы показывают явление Тиндаля.

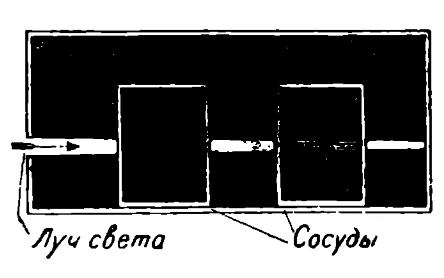


Рис. 196. Луч света не видим в растворе поваренной соли и видим в растворе гидрата окиси железа.

Примером вещества с такими крупными молекулами может служить *гемоглобин*, красящее вещество крови, молекулы которого имеют состав $C_{758}H_{1203}N_{195}O_{218}FeS_3$.

Таким образом отличие коллоидных растворов от истинных растворов, как и коллоидных растворов от грубых дисперсий, заключается в *степени измельчения*, или, как говорят, в **степени дисперсности.**

3. Дисперсные системы. И грубые дисперсии и коллоидные растворы являются отдельными случаями **дисперсных систем,** или смесей различных фаз.

В каждой дисперсной системе можно различить основное однородное вещество, или **дисперсионную среду,** и распределенную в ней **дисперсную фазу.** Дисперсионной средой могут быть и твердое вещество, и жидкость, и газ. То же относится и к дисперсной фазе.

Для того чтобы нагляднее представить все возможные комбинации, обозначим твердое вещество буквой Т, жидкость буквой Ж и газ бук-

вой Г. Если соединять буквы попарно и под первой буквой понимать дисперсионную среду, а под второй — распределенную в ней дисперсную фазу, то мыслимы следующие 9 *систем:*

ТТ, ТЖ, ТГ,
ЖТ, ЖЖ, ЖГ,
ГТ, ГЖ, ГГ.

Можно привести примеры на все системы, кроме последней — ГГ, так как все газы в любой пропорции образуют между собой однородные смеси, т. е. одну газообразную фазу.

Следует отметить, что название „дисперсные системы“ относят ко всем смесям, независимо от степени измельчения или степени дисперсности дисперсной фазы.

В нижеследующей таблице приведены примеры всех типов дисперсных систем.

ПРИМЕРЫ ДИСПЕРСНЫХ СИСТЕМ.

Система	Название	Дисперсионная среда	Дисперсная фаза
ТТ	бетон	цемент	щебень, песок
ТЖ	мокрый кирпич	обожженная глина	вода
ТГ	древесный уголь	уголь	воздух
ЖТ	мутная вода	вода	твердые частички
ЖЖ	молоко	жидкость	капли масла
ЖГ	пена	жидкость	газ
ГТ	пыльный воздух	воздух	твердые частички
ГЖ	туман	воздух	капельки воды

Возвращаясь к *золям* как к одному из случаев дисперсных систем, остановимся на вопросе о том, на основании каких признаков мы можем считать данную жидкость коллоидным раствором, а не истинным раствором и не дисперсией (т. е. суспензией или эмульсией).

Ввиду непрерывности переходов, это деление может быть *только условным.* Дисперсные системы классифицируются по размерам частиц. Размер же частиц может быть определен при помощи микроскопа для более крупных частиц и при помощи *ультрамикроскопа* — для более мелких.

Устройство ультрамикроскопа основано на явлении Тиндаля. Рассматриваемая под микроскопом жидкость освещается не снизу, как в обыкновенном микроскопе, а сбоку тонким лучом света при помощи проекционного фонаря (рис. 197). Благодаря рассеянию света взвешенными частичками они кажутся гораздо бóльшими и, невидимые в микроскоп при обычном освещении, они делаются видимыми при боковом освещении.

Размеры частичек измеряются *микронами.* Один микрон, обозначаемый греческой буквой μ (мю), равен 0,001 *мм.* Один миллимикрон *м*μ (эм-мю) равен 0,001 μ, или 0,000001 *мм.*

Если частички дисперсной фазы в жидкой дисперсионной среде имеют размеры больше 0,1μ, то такая система называется *дисперсией.* Дисперсии делятся

на *суспензии* и *эмульсии*. Дисперсии имеют обычно мутный вид и более или менее быстро отстаиваются.

Системы с частичками дисперсной фазы, имеющими размеры 0,1 μ — 5 *m*μ, называются *коллоидными растворами;* они разделяются на *суспензоиды* и *эмульсоиды*. Частички видимы в ультрамикроскоп.

Системы с частичками меньше 5 *m*μ называются *истинными растворами*. Частички невидимы в ультрамикроскоп.

Установив непрерывность перехода от суспензий и эмульсий к коллоидным растворам и от них — к истинным растворам, следует отметить, что у типичных представителей каждой из этих дисперсных систем, в связи с количеством, т. е. с размерами их частиц, имеются и свои качественные особенности.

Если считать, что истинные растворы являются, по существу, смесями отдельных молекул, то мы уже не можем отличать в них отдельных фаз, так как одну молекулу любого вещества нельзя назвать ни твердой, ни жидкой, ни газообразной. Соответственно с этим у истинных растворов есть свои особые свойства, отличающие их от коллоидных растворов, у которых имеется всегда наличие двух фаз.

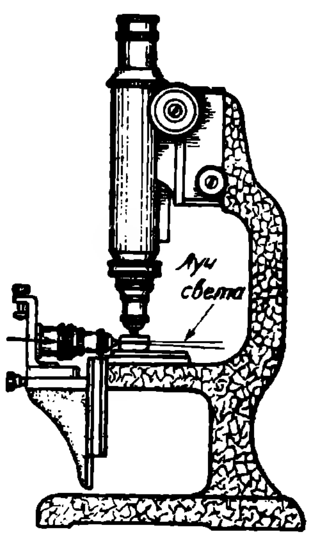


Рис. 197. Ультрамикроскоп.

4. Получение коллоидных растворов. Коллоидные растворы могут получаться различными способами; остановимся на некоторых из них.

1. Целый ряд веществ, как яичный белок, мыло, гуммиарабик (клей), декстриновый клей (из декстрина готовится фотографический клей), желатина, столярный клей (нечистая желатина), будучи помещены в воду, *сами собой* образуют коллоидные растворы. Самое название „коллоид" происходит от греческого слова „колла", что значит клей. Коллоид — „вещество, подобное клею". Это название было предложено английским ученым Грэ́мом (Graham, 1805—1869), который впервые отличил коллоидные растворы от истинных растворов. Грэм думал, что коллоиды — это особые вещества. Он противопоставлял их кристаллоидам — веществам, способным кристаллизоваться и давать истинные растворы. Теперь же мы знаем, что коллоидные растворы — это один из случаев дисперсных систем, и в виде золей могут быть получены самые разнообразные вещества, даже и такие, которые могут давать истинные растворы. Так, поваренную соль, если вместо воды взять другую дисперсионную среду, например, бензол, можно получить в виде коллоидного раствора.

2. Коллоидные растворы могут быть получены *механическим растиранием и измельчением* вещества.

Золь крахмала можно получить продолжительным (не менее $^1/_2$ часа) растиранием смоченного водой крахмала в ступке. Если растертый крахмал взболтать с водой и профильтровать через плотный фильтр, то раствор кажется совершенно однородным; но при помощи раствора иода можно открыть в нем крахмал (напомним, что крахмал от иода синеет).

3. Многие металлы можно получить в виде коллоидных растворов по методу *электрического распыления*. Для этого две проволоки из

распыляемого металла (рис. 198), соединенные с источником электрического тока, сближают так, чтобы между концами проволок образовалась под водой *вольтова дуга.*

Если проделать опыт с электродами из серебряной проволоки, то можно видеть, как в жидкости расплываются темнокоричневые облака распыленного серебра. В конце концов вся вода в сосуде принимает темнокоричневую окраску. Профильтровав полученную жидкость, мы получим устойчивый коллоидный раствор серебра.

Таким же образом можно получить коллоидный раствор золота пурпурового цвета, платины — бурого цвета и т. д.

Распыление металла в вольтовой дуге можно объяснить тем, что металл при температуре вольтовой дуги испаряется, и пары, охлаждаемые водой, сгущаются в мельчайшие коллоидные частички.

Коллоидный раствор серебра под названием „колларгол" применяется в медицине как лекарство при заражении крови и в некоторых других случаях.

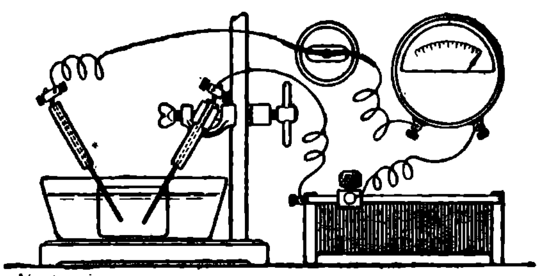


Рис. 198. Распыление металла в вольтовой дуге.

4. Коллоидный раствор может получиться, если раствор какого-либо вещества вливать в жидкость, в которой данное вещество не растворимо.

Происходит *замена растворителя,* и получается коллоидный раствор. Так, золи серы и канифоли можно получить, вливая спиртовый раствор серы или канифоли в воду.

5. Целый ряд веществ получается в виде коллоидных растворов при различных *химических реакциях.*

Мы уже знакомы с образованием золя $Fe(OH)_3$ при гидролизе (стр. 243).

При медленном *окислении* сероводородной воды кислородом воздуха выделяется сера, образующая золь:

$$2H_2S + O_2 = 2H_2O + 2S.$$

Коллоидный раствор серебра можно получить, *восстанавливая* раствор азотносеребряной соли таннином (таннин — легко окисляющееся органическое вещество).

При химических способах получения коллоидных растворов часто одновременно с коллоидным раствором получаются и другие вещества, дающие истинный раствор. Так, полученный нами золь гидрата окиси железа (стр. 243) не является вполне чистым коллоидным раствором, так как при гидролизе хлорного железа, кроме гидрата окиси железа, получается еще соляная кислота. Как *отделить* ее от коллоидного раствора?

Зная, что размер частиц в коллоидных растворах больше, чем в истинных, мы можем представить себе пористую перепонку с такими

размерами отверстий, что частицы истинного раствора через них будут проходить, частицы же коллоидного раствора — не будут. Такой перепонкой может служить обыкновенная *пергаментная бумага*, которую применяют для завертывания масла и других продуктов.

Прибор устраивается из банки без дна, затянутой снизу пергаментной бумагой (рис. 199). В банку наливается полученный гидролизом коллоидный раствор $Fe(OH)_3$, банка погружается в сосуд с дистиллированной водой. Через некоторое время в воде наружного сосуда легко обнаружить присутствие соляной кислоты (от $AgNO_3$ получается белая муть $AgCl$).

Что же касается коллоидных частичек, то они через пергаментную бумагу не проходят. Вода в наружном сосуде не желтеет.

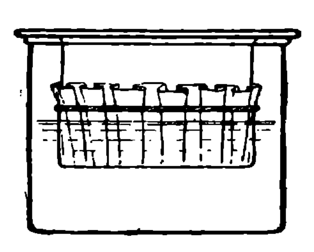


Рис. 199. Диализатор.

Воду в наружном сосуде меняют, пока в ней не перестанет обнаруживаться HCl.

Описанный способ отделения коллоидного раствора от истинного раствора называется **диализ**, а прибор — **диализатор.**

5. Свойства коллоидных растворов. Одно из характерных свойств коллоидных растворов, качественно отличающее их от истинных растворов, — это способность при продолжительном стойнии (иногда в течение многих лет) выделять растворенное вещество в *осадок*.

Этот процесс идет таким образом, что сначала коллоидные частички как бы слипаются между собою, образуя частички все более и более крупные. Степень дисперсности раствора постепенно уменьшается, но раствор остается золем.

При дальнейшем увеличении частичек раствор делается мутным, превращается в дисперсию, и, наконец, появляются видимые простым глазом хлопья, которые постепенно оседают на дно сосуда.

Процесс постепенного уменьшения степени дисперсности коллоидного раствора называется **коагуляция.**

Процесс коагуляции можно наблюдать не только у коллоидных растворов, но и у более грубых дисперсий. Частички дисперсии не просто оседают на дно, а образуют сначала более крупные частички.

Коагуляцию золей можно ускорить прибавлением к коллоидному раствору растворов щелочей, кислот и солей, или так называемых *электролитов* (растворы этих веществ проводят электрический ток).

Коагуляцию золя легко наблюдать на золе $Fe(OH)_3$.

■ ***Опыт.*** Возьмите в пробирку немного золя $Fe(OH)_3$, прибавьте несколько кубических сантиметров раствора квасцов $KAl(SO_4)_2$ или серноалюминиевой соли $Al_2(SO_4)_3$ и наблюдайте. ■

Через некоторое время после прибавления раствора квасцов раствор начинает постепенно мутнеть, затем начинают появляться бурые хлопья, которые постепенно оседают на дно сосуда.

Коагуляцию некоторых золей можно вызвать не только прибавлением раствора электролита, но и *кипячением.* Золь яичного белка коагулирует при кипячении (белок вареного яйца — коагулированный белок).

Есть такие золи, которые коагулируют от прибавления к ним *других определенных золей.* Примером этого явления может служить взаимная коагуляция золей As_2S_3 и $Fe(OH)_3$, если их смешать в определенной пропорции. Но чаще мы встречаемся с обратным явлением, когда прибавление к данному золю другого золя делает первый золь *более устойчивым.*

Такими *защитными* свойствами, т. е. способностью увеличивать устойчивость других золей, обладают коллоидные растворы желатины и тому подобных коллоидов, которые сами собой образуют с водой коллоидные растворы. Это так называемые *обратимые коллоиды.*

Если пропускать сероводород в раствор хлористого свинца, то образуется сернистый свинец PbS в виде черного осадка. Но если к хлористому свинцу прибавить предварительно раствор желатины, то сернистый свинец образует золь коричневого цвета.

В присутствии защитных коллоидов золи делаются более устойчивыми по отношению к электролитам. Коагуляция золя с защитным коллоидом происходит только при значительно большем количестве электролита, чем без защитного коллоида.

Некоторые коллоиды при коагуляции образуют студенистые осадки, которые носят название — **гели** или жели.

В виде гелей выпадают, например, в осадок гидраты окиси железа и алюминия, которые сначала получаются в виде коллоидных растворов.

Образование гелей иногда сопровождается загустеванием всей жидкости, или *желатинизацией.* Такую желатинизацию мы наблюдали на кремниевой кислоте (стр. 237). Точно так же в виде сплошного студня получаются гели желатины и столярного клея при остывании горячих растворов. Постепенно теряя воду, гель превращается в плотную, твердую массу. На этом основано применение столярного клея.

Коагуляцией золей пользуются на практике для *очистки воды.* Вода рек, берущих начало в болотистых местностях, обычно бывает окрашена в более или менее желтый цвет золями органических веществ. Эти золи коагулируют от прибавки к воде небольших количеств сероалюминиевой соли. Кроме того, сероалюминиевая соль вступает в реакцию с содержащейся в воде кислой углекальциевой солью $Ca(HCO_3)_2$. Образуется углеалюминиевая соль $Al_2(CO_3)_3$, которая, как известно, нацело гидролизуется с образованием гидрата окиси алюминия:

$$Al_2(SO_4)_3 + 3Ca(HCO_3)_2 = Al_2(CO_3)_3 + 3CaSO_4 + 3H_2O + 3CO_2;$$
$$Al_2(CO_3)_3 + 3H_2O = 2Al(OH)_3 + 3CO_2.$$

Гидрат окиси алюминия коагулирует в виде *хлопьев геля,* который адсорбирует взвешенные в воде частички суспензий, а также бактерии.

Благодаря этому при последующем фильтровании воды через песок вода получается гораздо более чистая и бесцветная. Кроме того, воду, содержащую крупные хлопья, можно фильтровать гораздо быстрее, чем до коагуляции. Сероалюминиевой солью под названием коагулянта очень широко пользуются при очистке воды на городских водопроводах.

Вообще, благодаря тонкому раздроблению веществ в коллоидном состоянии они обладают большой *адсорбционной способностью.*

Моющие свойства мыла объясняются тем, что оно образует коллоидный раствор, который адсорбирует частички грязи. Кроме того, мыло способствует превращению жиров в эмульсии.

Соли почвы не вымываются нацело водой, так как их адсорбируют органические коллоиды почвы.

Многие растительные волокна имеют характер гелей, которые при крашении адсорбируют красители. Относительно многих солей выше упоминалось, что они применяются в красильном деле как *протрава.* Роль протравы заключается в том, что она, гидролизуясь, дает гель, который осаждается на волокне и при последующем крашении адсорбирует краситель (при крашении обычно играют роль также и химические процессы).

Коллоиды играют громадную роль в целом ряде *биологических процессов.* Кровь, соки растений являются коллоидными растворами.

С коллоидными явлениями приходится иметь дело при приготовлении пищи (коагуляция белков) и в целом ряде производств, как производство каучука, искусственного шелка, лаков, красок, мыла, клея, чернил, цемента (при твердении цемента происходит образование геля), фотографических материалов (суспензии и коллоидные растворы бромистого серебра, защитная роль желатины) и т. д.

ВОПРОСЫ ДЛЯ ПОВТОРЕНИЯ.

1. Что вы знаете о суспензиях и эмульсиях?
2. Что такое коллоидный раствор и как отличить его от истинного раствора?
3. Каким образом можно отличить истинный раствор от дисперсии?
4. Приведите примеры различных дисперсных систем.
5. Как получаются коллоидные растворы?
6. Какие качественные особенности имеют коллоидные растворы?
7. Чем можно вызвать коагуляцию коллоидного раствора?
8. Какое применение имеет адсорбционная способность коллоидов?

XIX. ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ. СТРОЕНИЕ МАТЕРИИ.

1. Классификация элементов. Знакомясь с различными элементами, мы всегда обращали внимание на сходство и различие их химических свойств.



Дмитрий Иванович Менделеев
1834—1907.

Прежде всего мы разделили все элементарные вещества на **металлы и неметаллы.** Металлы имеют между собой большое сходство и как простые вещества и по своим химическим свойствам. Неметаллы сходны между собой, главным образом, по своим химическим свойствам. Мы несколько раз отмечали, что между металлами и неметаллами нет резкой границы. Есть элементы, которые, будучи в виде простых веществ металлами, в соединениях имеют свойства, характерные для неметаллов, как мышьяк и сурьма (стр. 215). Наоборот, неметаллы, как, например, иод и бор, могут проявлять некоторые свойства, характерные для металлов [$J_2(SO_4)_3$, BPO_4]. Есть металлы, как хром и марганец (стр. 115), которые в одних соединениях являются металлами, в других — неметаллами.

В дальнейшем мы классифицировали элементы на основании их химических свойств по группам сходных элементов и отмечали сходство и отличия элементов данной группы, равно как сходство и отличия между группами элементов.

Мы обратили также внимание на зависимость между атомными весами элементов данной группы и их свойствами (стр. 215): свойства элементов с возрастанием атомного веса изменяются в определенном порядке.

Теперь, познакомившись с целым рядом отдельных элементов и с большим числом их соединений, мы можем понять, каким образом можно привести отдельные группы элементов в такую систему, которая охватывает все элементы в целом.

Такая система была впервые дана великим русским ученым Д. И. Менделеевым (1834—1907).

2. Периодический закон. Менделеев за основу классификации элементов взял их *атомный вес.*

Если расположить все элементы в один ряд, начиная с самого легкого — водорода и кончая самым тяжелым — ураном (U, ат. вес 238), то мы заметим, что в этом ряду сходные элементы будут встречаться в определенном порядке.

Водород	Гелий	Литий	Бериллий	Бор	Углерод	Азот	Кислород	Фтор	Неон	Натрий	Магний
H	He	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne	Na	Mg
1	4	7	9	11	12	14	16	19	20	23	24

Алюминий	Кремний	Фосфор	Сера	Хлор	Аргон	Калий	Кальций		Уран
Al	Si	P	S	Cl	Ar	K	Ca		U
27	28	31	32	35,5	ок. 39	39	40		238

Оставив пока в стороне водород, рассмотрим свойства следующих за ним 18 элементов.

Гелий (He — 4) — инертный газ, соединений не дает, обладает „нулевой“ валентностью.

Литий (Li — 7) — щелочной одновалентный металл; он, подобно K и Na, бурно реагирует с водой, образуя едкую щелочь LiOH (похожую на KOH и NaOH), с галогенами дает соли LiCl, LiBr, LiJ.

Бериллий (Be — 9) — двувалентный металл. Горит в кислороде, образуя BeO. В порошке реагирует с водой, хотя и очень медленно, образуя гидрат окиси $Be(OH)_2$, мало растворимый в воде. $Be(OH)_2$ — основание, вступающее в реакцию с кислотами с образованием солей. При этом легко получаются основные соли. Это указывает, что $Be(OH)_2$ — сравнительно слабое основание.

Бор (B — 11) — трехвалентен, как простое вещество — неметалл. В соединениях он обладает свойствами и неметаллов и металлов. Окисел бора B_2O_3 есть ангидрид, соответствующий борной кислоте H_3BO_3. Борная кислота — кислота слабая. Вместе с тем бор может играть роль металла, замещая в кислотах водород. Известна, например, фосфорноборная соль BPO_4, где B является трехвалентным металлом.

Углерод (C — 12) — четырехвалентен; он, как нам известно, обладает уже только свойствами неметалла. Он не замещает водорода в кислотах. Окисел CO_2 есть ангидрид угольной кислоты H_2CO_3, дающей целый ряд солей. Однако угольная кислота — кислота слабая.

Азот (N — 14) образует ряд ангидридов. Высшему — азотному ангидриду N_2O_5, где азот пятивалентен, — соответствует азотная кислота HNO_3, принадлежащая, как нам известно, к сильным кислотам. Следовательно, азот можно охарактеризовать как неметалл с довольно резко выраженными свойствами.

Кислород (O — 16), как мы знаем, — типичный неметалл.

Фтор (F — 19) — самый активный из неметаллов. Он жадно соединяется с водородом, образуя фтористоводородную (плавиковую) кислоту HF. Фтор соединяется с металлами, образуя соли.

Таким образом мы видим, что в ряду элементов, расположенных в порядке их атомных весов, металлические (основные) свойства особенно резко выражены в первом члене ряда, затем они ослабевают от одного элемента к другому, появляются неметаллические свойства, которые возрастают, достигая наиболее высокой степени у фтора. Если бы изменение свойств, по мере увеличения атомного веса элемента, продолжало и далее итти в том же направлении, то надо было бы ждать, что следующий за фтором элемент будет обладать еще более резкими свойствами неметалла. Но этого на самом деле нет. За фтором по величине атомного веса следует:

Неон (Ne — 20), который, как и гелий, — инертный газ, соединений не дает, обладает „нулевой" валентностью. Затем следуют:

Натрий (Na — 23) — одновалентный щелочной металл, сильно реагирующий с водой, с выделением водорода и с образованием хорошо растворимой щелочи $NaOH$; с галогенами натрий образует соли. Натрий сходен с литием.

Магний (Mg — 24) — двувалентный металл; реагирует с водой только при нагревании, образует гидрат окиси $Mg(OH)_2$, дает основные соли, по химическим свойствам имеет сходство с бериллием.

Алюминий (Al — 27) — трехвалентный элемент; как и бор, имеет двойственный характер: будучи по физическим и химическим свойствам металлом, обнаруживает, однако, и неметаллические свойства. Так, гидрат окиси алюминия реагирует со щелочами, образуя растворимые соли алюминиевой кислоты (см. ниже).

Кремний (Si — 28) — четырехвалентный неметалл. Ему соответствуют слабые кислоты, дающие ряд солей. Соединения напоминают своим составом и химическими свойствами соединения углерода.

Фосфор (P — 31) — неметалл, по химическим свойствам напоминающий азот. В высшем окисле P_2O_5 — он пятивалентен.

Сера (S — 32) — неметалл; обнаруживает сходство с кислородом. В высшем окисле SO_3 — шестивалентна.

Хлор (Cl — 35,5) — активный галоген, имеет сходство с фтором. В высшем окисле Cl_2O_7 — семивалентен.

Аргон (Ar — около 39) — инертный газ, атомный вес которого близок к атомному весу калия (см. ниже).

Таким образом, начиная с натрия, мы встречаем в нашем ряду элементы, которые довольно близко повторяют свойства уже рассмотренных элементов и в том же самом порядке. Через восемь элементов мы встречаем сходные между собой элементы. За аргоном следует:

Калий (K — 39) — опять активный щелочной металл и т. д.

Итак, в последовательности, с какой изменяются свойства элементов,

если элементы расположены в порядке возрастания их атомных весов, наблюдается определенная *повторяемость*, или **периодичность.**

Эта правильность носит название *периодического закона элементов, закона Менделеева* (1868). Периодический закон выражается так: *свойства элементов* находятся в *периодической зависимости от атомных весов элементов*. По мере *количественного* возрастания атомного веса периодически изменяется *качество* элементов. Периодичность сказывается не только в том, что через определенное число элементов свойства в значительной мере повторяются — возвращаются свойства щелочных металлов, свойства галогенов и т. д., — но также и в том, что изменение свойств элементов от щелочного элемента до галогена совершается в определенной, повторяющейся последовательности.

На этом законе и основывается *периодическая система элементов* (система Д. И. Менделеева).

3. Периоды. Части ряда (стр. 251), в пределах которых наблюдается последовательно изменение свойств элементов, Менделеев назвал *периодами*. В рассмотренных нами двух периодах — от щелочного металла лития до галогена фтора и инертного газа неона и от щелочного металла натрия до галогена хлора и инертного газа аргона находится по 8 элементов. Это *малые периоды*. В следующих двух *больших периодах*, между щелочным металлом и инертным газом расположено по 18 элементов, в следующем большом периоде — 32 элемента и в последнем периоде, незавершенном, — 6 элементов.

Малые и большие периоды приведены в таблице (стр. 254). Вместо знаков двух еще не известных элементов в таблице поставлены тире.

В первой строке таблицы помещаются два малых периода, в следующих строках — большие периоды. Большие периоды отличаются от малых не только тем, что в них большее число элементов, но и тем, что в них большинство элементов — металлы, и только в конце появляются неметаллы.

Большие периоды, так же как и малые, начинаются металлами, сходными с литием и натрием, но затем ослабление металлических свойств идет медленно, и только в самом конце появляются неметаллы. Однако в больших периодах есть одно свойство, по которому каждый большой период может быть разбит на две части, соответствующие малым периодам. Это *валентность* высших солеобразующих *окислов*.

Если мы проследим изменение валентности элементов больших периодов по кислороду, то найдем, что сначала эта валентность повышается от единицы до семи, после чего идут три весьма сходных между собою элемента (для некоторых из них известны соединения, где их валентность равна 8), а затем валентность падает до единицы и далее снова постепенно возрастает до семи, после чего делается равной нулю.

В таблице (внизу) даны примеры формул окислов более известных нам элементов малых и больших периодов. По этим формулам и можно проследить указанную правильность.

Таким образом оказывается возможным поместить элементы больших периодов под имеющими соответствующую валентность элементами малых периодов, причем получаются столбцы элементов с одинаковой валентностью, как это и сделано в таблице. Несовпадение получается только

МАЛЫЕ И БОЛЬШИЕ ПЕРИОДЫ.

Малый период (8 эл.)	Литий Li	Бериллий Be	Бор B	Углерод C	Азот N	Кислород O	Фтор F	Неон Ne	Малый период (8 эл.)		Натрий Na	Магний Mg	Алюминий Al	Кремний Si	Фосфор P	Сера S	Хлор Cl	Аргон Ar
Больш. период (18 эл.)	Калий K	Кальций Ca	Скандий Sc	Титан Ti	Ванадий V	Хром Cr	Марганец Mn	Железо Fe	Кобальт Co	Никкель Ni	Медь Cu	Цинк Zn	Галлий Ga	Германий Ge	Мышьяк As	Селен Se	Бром Br	Криптон Kr
Больш. период (18 эл.)	Рубидий Rb	Стронций Sr	Иттрий Y	Цирконий Zr	Ниобий Nb	Молибден Mo	Мазурий Ma	Рутений Ru	Родий Rh	Палладий Pd	Серебро Ag	Кадмий Cd	Индий In	Олово Sn	Сурьма Sb	Теллур Te	Иод J	Ксенон X
Больш. период (32 эл.)	Цезий Cs	Барий Ba	15 редкоземельных элементов	Гафний Hf	Тантал Ta	Вольфрам W	Рений Re	Осмий Os	Иридий Ir	Платина Pt	Золото Au	Ртуть Hg	Таллий Tl	Свинец Pb	Висмут Bi	Полоний Po	—	Радон Rn
Незаконченный период	—	Радий Ra	Актиний Ac	Торий Th	Протактиний Pa	Уран U												
Валентность	1	2	3	4	5	6	7	8			1	2	3	4	5	6	7	0
Примеры окислов	Li_2O K_2O	CaO BaO	B_2O_3	CO_2	N_2O_5	CrO_3	Mn_2O_7	OsO_4	—	—	Na_2O Ag_2O	MgO ZnO	Al_2O_3	SiO_2	P_2O_5 As_2O_5	SO_3 SeO_3	Cl_2O_7	

для инертного газа неона Ne, которым кончается первый малый период, и для меди Cu и золота Au, которые, хотя и дают окислы как одновалентные металлы соответственно Na, под которым они стоят, но образуют, кроме того, и высшие окислы (CuO и Au_2O_3).

В левой половине таблицы, под неметаллами первого малого периода, мы находим металлы больших периодов с тою же валентностью. Так, под фтором, высший окисел которого, если бы он был получен, мог бы по сходству с хлором иметь состав F_2O_7, находится металл марганец Mn, дающий окисел Mn_2O_7. Этому окислу соответствует кислота $HMnO_4$, соль которой — перманганат калия $KMnO_4$ — нам хорошо известна. Кроме того, марганец дает соли как двувалентный металл. Под кислородом находится металл хром Cr с высшим окислом CrO_3, которому соответствует хромовая кислота H_2CrO_4, дающая соли — хроматы.

В правой же половине таблицы под неметаллами находятся уже элементы неметаллического характера, как, например, под фосфором — мышьяк As и сурьма Sb, под серой — селен Se, под хлором — бром Br и иод J.

Таким образом, мы здесь встречаемся со знакомыми нам *группами сходных элементов.*

Следует еще остановиться на четвертой строке таблицы, где находится большой период, состоящий из 32 элементов. В этом периоде имеется 14 весьма сходных между собою так называемых *редкоземельных элементов* (они входят в состав редко встречающихся минералов, носящих название „редкие земли"). Все эти элементы — трехвалентные металлы — образуют окислы типа R_2O_3 и потому помещены все под бором B, дающим, как известно, борный ангидрид B_2O_3.

Вот список этих элементов (с округленными атомными весами):

Лантан	Церий	Празеодим	Неодим	Иллиний	Самарий	Европий	Гадолиний
La	Ce	Pr	Nd	?	Sm	Eu	Gd
139	140	141	144		150	152	157

Тербий	Диспрозий	Гольмий	Эрбий	Тулий	Иттербий	Кассиопей
Tb	Dy	Ho	Er	Tu	Yb	Cp
159	162	164	165	169	173	175

Из этих элементов практическое значение имеет пока только церий Ce, который входит в состав сплавов, применяемых в качестве так называемых „кремней" для зажигалок. Кроме того, из окиси церия в смеси с окисью тория Th изготовляются колпачки газокалильных и керосинокалильных горелок.

Благодаря тому, что все редкоземельные элементы помещаются в одной клетке четвертой строки столбца, остальные элементы этого периода, несмотря на то, что всех элементов в этом периоде 32, попадают в столбцы, соответствующие их валентности.

4. Таблица Менделеева. Теперь, когда мы усвоили себе, что́ такое большие и малые периоды, мы можем перейти к таблице Менделеева (в конце книги). На этой таблице малые периоды находятся один под другим. Большие периоды поделены на две части, которые также помещены одна под другой так, что элементы с одинаковой валентностью

по кислороду помещаются друг под другом и под соответствующими элементами малых периодов. При таком расположении находит свое место и неон Ne. Кроме того, таблица делается более компактной.

В таблице имеется 10 *рядов*, причем в первом ряду стоят только два самых легких элемента — водород и гелий.

Перед каждым символом элемента поставлена цифра, это нумерация элементов по порядку, в каком они следуют один за другим — *порядковые номера*. Под названиями элементов помещены атомные веса.

Элементы в таблице образуют 9 обозначенных римскими цифрами **групп** элементов с одинаковой валентностью. Последняя группа — группа инертных газов, не вступающих в химические реакции, обладающих „нулевой валентностью", обозначена нулем — нулевая группа.

Знаки элементов помещены не в середине каждой клетки, а сдвинуты влево или вправо. Это сделано для того, чтобы сходные между собою по свойствам (не только по валентности) элементы малых и больших периодов находились друг под другом, образуя таким образом в каждой группе две *подгруппы* более близких между собою элементов (некоторые элементы второго и третьего рядов оставлены на середине клетки, так как они не могут быть с уверенностью отнесены ни к одной из подгрупп больших периодов).

При таком расположении, например, в VII группе все галогены оказываются друг под другом справа, а металлы Mn, Ma, Re — слева. Точно так же в V группе сходные между собою N, P, As, Sb и Bi оказываются в одной подгруппе, а металлы V, Nb, Ta, Pa — в другой и т. д. Таким образом в больших периодах все элементы *четных* рядов, заключающих только металлы (первая половина периода), оказываются сдвинутыми влево, а все элементы *нечетных* рядов, в которых в конце появляются неметаллы, — вправо.

Внизу таблицы даны *типы* соответствующих элементам каждой группы *высших солеобразующих окислов*, причем вместо знака элемента поставлена буква R, не являющаяся символом какого-либо определенного элемента. Ниже даны типы *высших газообразных водородных соединений*, известных только для IV—VII групп. Как видно из этих типовых формул, валентность элементов по водороду с увеличением атомного веса в горизонтальных рядах уменьшается. Например, хлор, семивалентный по кислороду, образует с водородом соединение типа RH, а именно хлористый водород ClH. Здесь хлор одновалентен. Следует отметить, что сумма валентностей элементов по кислороду и по водороду оказывается постоянной и равна 8.

Как было уже выяснено раньше, в рядах *слева направо* идет *ослабление металлических и нарастание неметаллических свойств*. Если же проследить изменение металлических и неметаллических свойств в группах, то мы заметим ослабление неметаллических свойств и *нарастание металлических свойств сверху вниз*. Взяв для примера правую подгруппу V группы, мы найдем в ней сначала два типичных неметалла — азот N и фосфор P. Затем идет мышьяк As, неметалл по своим соединениям, но в свободном виде уже обнаруживающий металлические свойства. Серый мышьяк похож на металл. Сурьма Sb, также будучи неметаллом в соединениях, как простое вещество имеет характерный

металлический блеск, но отличается от обычных металлов своей хрупкостью. Последний член подгруппы — металл висмут Bi — уже и в соединениях проявляет металлические свойства, замещая водород в кислотах как трехвалентный металл, но дает в то же время и непрочную висмутовую кислоту $HBiO_3$, где он, как и азот в HNO_3, пятивалентен.

5. Предсказанные элементы. Когда Менделеев вырабатывал таблицу элементов, руководствуясь периодическим законом, ему было известно только 64 элемента, тогда как теперь мы хорошо знаем 89 элементов. Поэтому в первой таблице Менделеева оказалось много пустых мест и, между прочим, там, где теперь стоят элементы *скандий* Sc (4-й ряд, III гр.), *галлий* Ga (5-й ряд, III гр.) и *германий* Ge (5-й ряд, IV гр.).

В то время соответствующие элементы еще не были известны, а другие элементы, близкие по атомному весу, не могли занять указанных мест, так как не подходили к ним по своим свойствам и по типу соединений. Опираясь на периодический закон, Менделеев в 1871 г. высказал убеждение, что должны существовать элементы, места которых указываются этими промежутками.

На основании точного знания свойств элементов, расположенных рядом с этими пробелами в вертикальном и горизонтальном направлениях, Менделеев уже тогда определил возможные величины атомных весов этих элементов, а также указал, какими свойствами должны обладать сами эти элементы в виде простых веществ, какие соединения они могли бы образовать и какими свойствами эти соединения должны отличаться.

Предсказания Менделеева с полной точностью подтвердились. Недостающие элементы были открыты еще при жизни Менделеева, а именно: *галий* в 1875 г. — французским ученым Лекок де-Буабодрáном (Lecoq de Boisbaudran), *скандий* в 1879 г. — шведскими учеными Нúльсоном (Nilson) и Клéве (Cleve) и *германий* в 1886 г. — немецким ученым Вúнклером (Winkler). Открывшие элементы ученые дали им названия своих родных стран — Франции (древней Галлии), Скандинавии и Германии.

Затем постепенно были открыты и другие недостававшие элементы, за исключением элементов № 61, № 85 и № 87, которые еще нельзя считать открытыми. Появлявшиеся в научной литературе сведения об их открытии дальнейшими исследованиями не подтвердились.

При составлении первой таблицы Менделеевым было обнаружено, что для некоторых элементов был неправильно определен их атомный вес. По их свойствам они должны были занять иные места, чем по атомным весам. При проверке оказалось, что Менделеев был прав, и атомные веса ряда элементов были исправлены.

Таким образом, периодический закон сыграл громадную роль в истории науки. Он и в настоящее время играет громадную роль и помогает исследовательской работе.

Открытия законов, позволяющих предсказывать явления, составляют величайшие достижения человеческой мысли. Закон не есть что-то навязанное природе человеческим умом. Это только правильное отображение в уме человека тех связей между явлениями, которые существуют в природе.

Закон Менделеева показывает, что элементы не являются чем-то разрозненным, случайным. Они *тесно связаны между собой*. Несмотря на резкие иногда различия в свойствах, у элементов есть нечто общее, они находятся между собою в близком родстве и имеют, несомненно, одно и то же происхождение.

Следует отметить, что в периодической системе есть некоторые несовершенства, исключения. Так, например, атомный вес аргона Ar — 39,944 — больше, чем калия K — 39,1; теллура Te — 127,6 — больше, чем иода J — 126,92; кобальта Co — 58,94 — больше, чем никкеля Ni — 58,69, а между тем по химическим свойствам нельзя поставить щелочной металл калий в группу инертных газов, а инертный газ аргон — в группу щелочных металлов, или иод убрать из группы галогенов и т. д. Долгое время думали, что вопрос лишь в том, чтобы более точно определить атомные веса. Но самые точные определения не привели к ожидаемому результату.

Уже упоминалось, что медь и золото по своим высшим окислам не подходят к первой группе. Это так и остается, так как эти элементы никуда переставить нельзя. Есть еще некоторые небольшие неувязки, но эти частности не умаляют общего научного значения периодической системы, и некоторые из них уже нашли себе объяснение при изучении вопроса о строении атома (см. ниже).

6. Как пользоваться периодической системой. Знание периодической системы элементов дает возможность легко ориентироваться в громадном разнообразии химических соединений. Желательно, чтобы каждый учащийся прежде всего запомнил наизусть второй ряд таблицы. Зная подряд элементы второго ряда, легко сообразить, к какой группе относится каждый элемент этого ряда.

Так, например, желая вспомнить, в какой группе периодической системы находится азот, достаточно сосчитать: литий — первый, бериллий — второй, бор — третий, углерод — четвертый, азот — пятый. Значит, азот — в пятой группе. Зная это, мы уже знаем, что он в высшем окисле пятивалентен, что формула этого окисла — N_2O_5, что число атомов водорода в высшем соединении азота с водородом будет 3 (дополнение пяти до восьми, см. стр. 256). Зная, что азот находится во второй половине ряда, мы знаем, что он — неметалл и т. д.

Запомнив второй ряд, следует затем запомнить важнейшие элементы группы, соответствующей каждому элементу второго ряда. Для азота это будут: фосфор, мышьяк, сурьма и висмут, для кислорода — сера и селен в одной подгруппе и хром и молибден — в другой и т. д.

Зная элементы данной группы (можно и не запоминать ряда, а только последовательность элементов сверху вниз), легко сообразить, каков должен быть состав соединений данного элемента.

Например, мы хотим вспомнить состав селенистого водорода. Припоминаем, что селен в VI гр. стоит под серой. Сернистый водород — H_2S, значит селенистый водород — H_2Se.

Припоминаем формулу пиромышьяковонатриевой соли таким образом: мышьяк находится в одной группе с азотом и фосфором. Пирофосфорную кислоту мы помним — $H_4P_2O_7$. Значит пиромышьяковая кислота должна иметь состав $H_4As_2O_7$, а соль $Na_4As_2O_7$.

Мы забыли атомный вес азота. Нам кажется, что он — 17. Припо

минаем, что азот лежит между углеродом — 12 и кислородом — 16. Значит, атомный вес азота может быть только между 12 и 16, и вспоминаем, что он равен 14.

Мы хотим написать высший окисел олова. Вспоминаем, что олово в одной группе с углеродом и кремнием, и пишем SnO_2.

Какими свойствами может обладать этот высший окисел? По аналогии с CO_2 и SiO_2 он может иметь характер ангидрида. Оказывается, что действительно это — ангидрид, которому соответствует оловянная кислота H_2SnO_3, дающая соли — станнаты.

Задача 1. Найдите в периодической системе элемент кадмий Cd и составьте формулы его окисла и сернистого соединения. Обладает ли кадмий металлическими или неметаллическими свойствами?

Задача 2. Напишите формулу высшего кислородного соединения урана U.

Задача 3. Составьте формулы кислородного и водородного соединений германия.

Задача 4. Составьте формулу ванадиевой кислоты путем присоединения одной молекулы воды к высшему кислородному соединению ванадия V.

Задача 5. Вольфрамовая руда, шеелит, представляет собою кальциевую соль вольфрамовой кислоты. Составьте ее формулу.

Задача 6. У какого из двух элементов, у олова Sn или у свинца Pb, сильнее выражены металлические свойства?

7. Строение атомов и порядковые числа элементов. Последние достижения физики раскрыли нам целую новую область — учение *о строении атомов*, которые каких-нибудь 25 лет назад считались пределом делимости вещества, материи. Знание же строения атомов, в свою очередь, дало возможность глубже заглянуть в сущность периодического закона, дало ему новое обоснование и объяснение.

Вопрос о том, каким образом дошли до раскрытия строения атома, — вопрос сложный, и мы его здесь касаться не можем. Нам придется воспользоваться *лишь выводами*, которые дает нам наука — физика.

Атомы элементов не являются чем-то сплошным, неделимым, как думали раньше, а имеют сложное строение.

Они состоят из центральной части, положительно заряженного *ядра* и из окружающих ядро отрицательно заряженных *электронов* — наименьших частичек отрицательного электричества.

Простейший из атомов — атом *водорода* — состоит из ядра и одного электрона. Ядро атома водорода, или *протон*, имеет один, наименьший возможный положительный заряд, равный по величине отрицательному заряду электрона. Заряды электрона и протона как бы нейтрализуют, уравновешивают друг друга, так как атом в целом не имеет заряда, *электрически нейтрален.*

Масса атома водорода, принимаемая за единицу при определении атомных весов элементов, сосредоточена, главным образом, в ядре атома, в протоне, так как масса электрона, по сравнению с массой протона, ничтожна. Она равна около $\frac{1}{1850}$ массы протона.

Неся разноименные электрические заряды, электрон и протон притягивают друг друга, но в то же время они не соприкасаются друг

с другом, а находятся друг от друга на очень большом по сравнению с их диаметрами расстоянии.

Атомы других элементов также состоят из ядра, несущего определенное число положительных зарядов, равных по величине заряду протона, и из вращающихся вокруг ядра электронов. Число электронов всегда равно числу положительных зарядов ядра, так как все атомы электрически нейтральны.

Таким образом атомы являются единством двух противоположностей — отрицательного и положительного электричества, они заключают в себе эти противоположности.

Масса ядра атома данного элемента равна массе атома водорода, умноженной на атомный вес (стр. 58) элемента (если не принимать во внимание сравнительно ничтожный вес окружающих ядро электронов).

Число положительных зарядов ядра, а следовательно, и число окружающих ядро электронов, соответствует *порядковому номеру* элемента в периодической системе (стр. 256): у водорода — 1, у гелия — 2, у лития — 3, у бериллия — 4, у бора — 5, у углерода — 6, у азота — 7 и т. д.

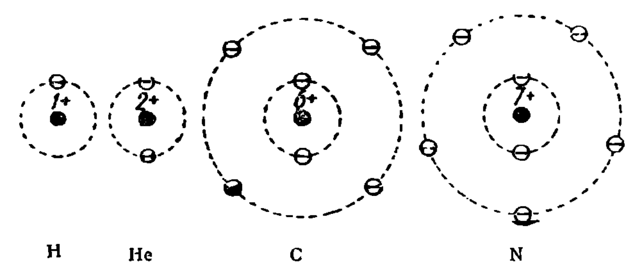


Рис. 200. Строение атомов водорода, гелия, углерода и азота.

Окружающие ядро электроны движутся вокруг ядра на различных от него расстояниях. На рис. 200—201 даны условные схемы строения некоторых атомов.

Рассматривая схемы, следует обратить внимание на следующее: у атомов углерода и азота по два электрона помещены ближе к ядру, как у гелия, остальные — на некотором расстоянии. Число этих, дальше отставленных, электронов соответствует валентностям атомов углерода и азота по кислороду: углерод четырехвалентный, азот пятивалентный. Что же касается гелия, то, как известно, это *инертный газ*, не вступающий ни в какие химические реакции, обладающий нулевой валентностью. Очевидно, это свойство гелия находится в связи с каким-то особым свойством, *особой прочностью комбинации из пары электронов.* На схемах это условно обозначено тем, что эти два электрона поставлены близко к ядру. Эта же пара электронов, не влияющих на валентность элементов, находится во всех остальных атомах.

Мы знаем, что валентность элементов по кислороду увеличивается в рядах от элемента к элементу на единицу и в концах периодов доходит до 7, а затем падает до нуля у инертных газов.

Первый после гелия *инертный газ* — *неон* (атомный вес — 20). Он стоит на десятом месте (см. таблицу Менделеева) и имеет, следовательно, 10 электронов, после чего идет *натрий* (атомный вес — 23) с 11 элек-

тронами. Неон имеет нулевую валентность, натрий — одновалентный. На следующих схемах (рис. 201) изображено условно строение атомов неона, натрия и хлора.

Так как неон — инертный газ, то очевидно, что комбинация из 10 электронов у неона является такой же стойкой, как и из двух у гелия. На схеме два из этих 10 электронов расположены близко к ядру,

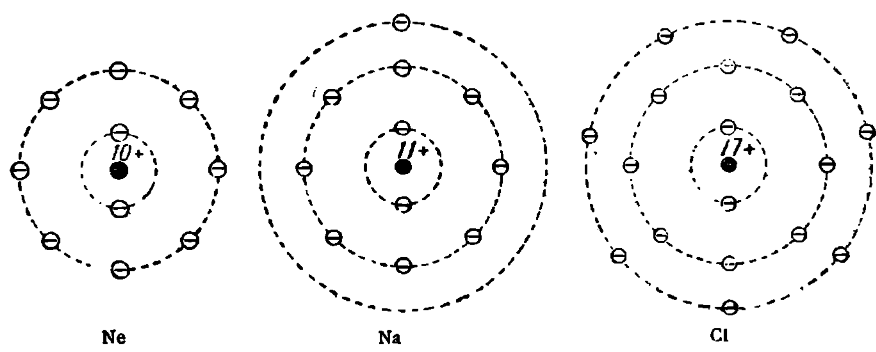


Рис. 201. Строение атомов неона, натрия и хлора.

а 8 — отступя. У следующих изображенных на схеме элементов — натрия и хлора — электроны, соответствующие валентностям этих элементов (1 и 7), помещены еще дальше от ядра, на следующем, третьем, *уровне*. Это так называемые валентные электроны. Они определяют валентность и другие химические свойства атомов. Следующий за хлором *инертный газ — аргон* — будет иметь опять 8 электронов на наружном уровне и опять является инертным газом. За ним идет одновалентный калий, у которого „валентный“ электрон поместится уже на четвертом уровне, и т. д. (в больших периодах распределение электронов сложнее).

Электроны атомов расположены, конечно, не в одной плоскости, как в наших схемах, а в *пространстве*. Кроме того, объем ядра должен быть несравненно меньше, чем объем всего атома.



Рис. 202 и 203. Строение атомов гелия и неона по Бору.

Окружающие ядро электроны, как уже сказано, не находятся в покое — они движутся, вращаются вокруг ядра. Характер движения электронов окончательно еще не выяснен. По гипотезе английского ученого Р е т з е р ф о р д а (Rutherford, 1871 — 1937) и датского ученого Б о р а (Bohr) — электроны движутся вокруг ядра по различно расположенным орбитам.

На рис. 202, 203 и 204 даны схемы строения атомов гелия, неона и натрия по Бору с орбитами, по которым движутся электроны. Ядро обозначено точкой. Атом натрия отличается от атома неона новой орбитой электрона, соответствующей валентности натрия (одновалентный). Эти схемы, на подробностях которых мы здесь останавливаться не можем, хорошо объясняют спектры элементов и некоторые физи-

ческие свойства атомов, но неудобны для построения из них схем молекул.

Другие схемы — американского ученого Льюиса (Lewis) — не изображают характера движения электронов и, несомненно, далеки от действительности, но удобны для схематического изображения образования атомами молекул.

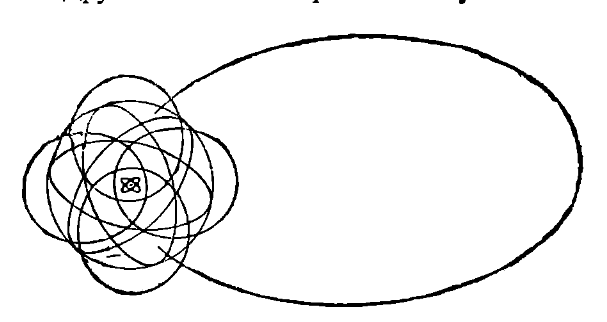


Рис. 204. Строение атома натрия по Бору.

На рис. 205, 206 и 207 показаны *схемы Льюиса*, предполагающего, что при движении электронов наиболее характерны положения, которые занимают электроны в своем движении, — это положения как бы на углах куба. Если все углы куба заняты электронами, получается устойчивая система из 8 электронов. Это — атомы

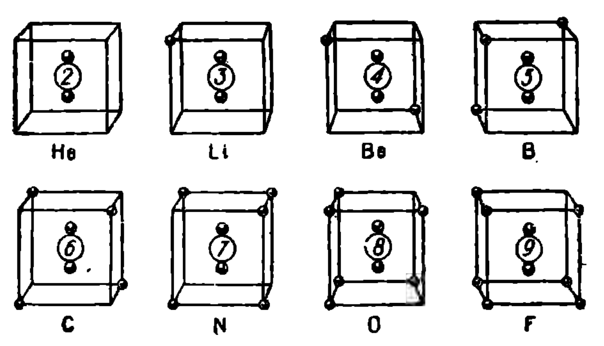


Рис. 205. Строение атомов по Льюису.

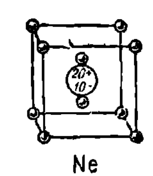


Рис. 206. Строение атома неона по Льюису.

инертных газов (рис. 206); у остальных атомов один или несколько углов куба остаются незанятыми. Исходя из того, что наиболее устойчивой системой является система из 8 электронов, т. е. когда все углы куба заняты электронами, Льюис предполагает, что атомы легко соединяются между собой в тех случаях, когда они, *дополняя друг друга*, могут образовать *прочную систему из 8 электронов*. Например, на рис. 208 изображено образование двумя атомами кислорода и одним атомом углерода молекулы углекислого газа, на рис. 209 и 210 — образование молекул простых веществ — O_2 и F_2.

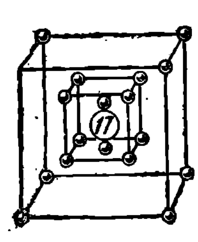


Рис. 207. Строение атома хлора по Льюису.

Во всех этих схемах *ядро каждого* из соединенных между собою атомов окружено *восемью электронами*, которые у них частью общие с другими атомами.

Несколько иначе построена молекула поваренной соли (рис. 211). В поваренной соли атом натрия и атом хлора находятся в *различных положениях*. Атом натрия отдал свой единственный валент-

ный электрон хлору, хлор приобрел один электрон и получил полную 8-электронную оболочку.

Считают, что образование молекул, подобных молекуле поваренной соли, происходит таким образом: атом металла теряет свой электрон,

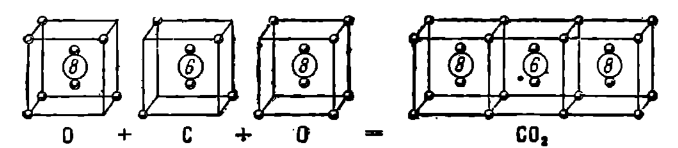


Рис. 208. Образование молекулы углекислого газа по Льюису.

превращаясь в так называемый *положительный ион*, несущий положительный заряд. Хлор, наоборот, приобретает электрон и превращается в *отрицательный ион*, несущий отрицательный заряд. Будучи различно заряженными, они притягивают друг друга, образуя молекулу.

Аналогичным образом построена молекула CaO. Кальций теряет свои два электрона, образуя положительный ион, несущий два заряда. Кислород приобретает два электрона, получая 8-электронную оболочку. Он несет, таким образом, два отрицательных заряда. Притягивая друг друга, они образуют молекулу CaO.

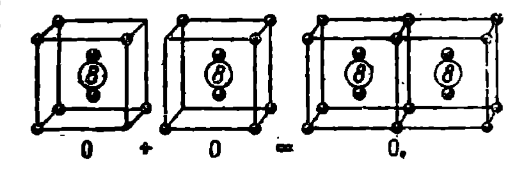


Рис. 209. Образование молекулы кислорода по Льюису.

Атомы неметаллов могут приобретать различное число электронов, проявляя различную валентность.

Кроме того, в некоторых соединениях атомы неметаллов могут также и терять электроны.

Вообще, *металлы легко теряют свои электроны.* Можно показать, что при сильном накаливании металла из него вылетают электроны.

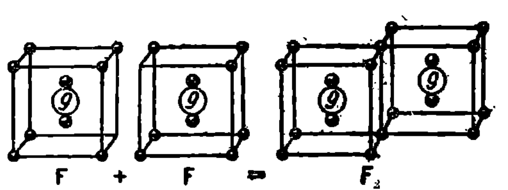


Рис. 210. Образование молекулы фтора по Льюису.

Наоборот, *неметаллы легко приобретают электроны,* превращаясь в отрицательные ионы.

Атомы некоторых металлов, превращаясь в ионы, могут терять или все свои валентные электроны или только часть их. Этим объясняется *переменная валентность* некоторых металлов, как железо, медь, ртуть.

Соединения, образованные ионами, называются **полярными.** Они состоят как бы из двух противоположно заряженных частей — положительной и отрицательной.

Вопрос о строении атомов и молекул не является вопросом окончательно разрешенным. Обе приведенные схемы строения атомов — Бора и Льюиса — еще очень несовершенны. Помимо этих схем, разработан

ряд других, более совершенных, но более трудных для понимания, почему мы на них здесь не останавливаемся; но и эти схемы еще далеко не отражают всех свойств атомов. Тем не менее, надо сказать, что мы знаем о строении атомов уже очень много, неизмеримо больше, чем каких-нибудь 20 лет назад.

Современная физика располагает фактами, на основании которых можно составить себе некоторое представление и о строении атомных ядер элементов. Атомные ядра, несомненно, являются сложными. Первое предположение заключалось в том, что в состав атомных ядер всех элементов входят протоны, т. е. имеющие положительный заряд ядра атомов водорода. Число находящихся в ядре протонов равно атомному весу элемента, так как масса протона равна 1. Но, как мы знаем, заряд ядер всех атомов, кроме атома водорода, меньше их атомного веса. Поэтому часть положительных зарядов протонов должна быть уравновешена отрицательными зарядами. Отсюда предположение, что в состав ядер, кроме протонов, входят также и электроны (помимо электронов, окружающих ядро). Так, например, в ядре атома углерода, атомный вес которого — 12, должно быть 12 протонов. В периодической системе элементов углерод стоит на шестом месте, а следовательно, и заряд ядра его равен 6. Поэтому в состав ядра атома углерода, кроме 12 протонов, должно входить еще 12 — 6 = 6 элек-

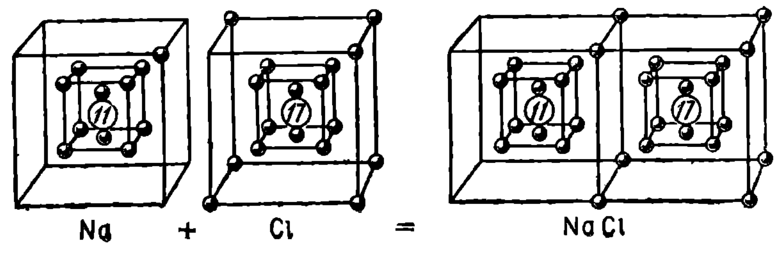


Рис. 211.

тронов. Атомный вес натрия равен 23, атомный номер — 11. Следовательно, заряд ядра атома натрия равен 11, и в состав его ядра должно входить 23 — 11 = 12 электронов.

Дальнейшие исследования заставили предположить, что, помимо протонов и электронов, должны существовать и другие составные части атомных ядер. Так, помимо отрицательных электронов, повидимому, существуют и положительно заряженные частички с той же массой и с той же величиной заряда, что и электроны — *позитроны* (в отличие от позитронов отрицательно заряженные электроны иногда называют негатронами). Кроме того, обнаружены не имеющие заряда, нейтральные частички с массою, равною 1 — *нейтроны*. Можно думать, что нейтроны состоят из тесно связанных между собою протона и электрона.

Наконец, на основании последних научных исследований современная физика пришла к выводу, что *ядра атомов* состоят только *из двух составных частей*, а именно — из ядер водорода, *протонов*, имеющих положительный заряд и массу равную 1, и из не имеющих заряда *нейтронов*, также имеющих массу равную 1.

Таким образом число протонов, входящих в состав ядра, равно порядковому номеру элемента, сумма же чисел протонов и нейтронов — его атомному весу.

Зная строение атома, мы теперь иначе смотрим и на периодическую систему элементов. Мы знаем, что *последовательный порядок* элементов в периодической системе зависит не от атомного веса, как предполагал Менделеев, а от заряда ядра атома.[1] Теория строения атома не только

[1] Порядковые числа элементов были впервые точно установлены молодым английским ученым — физиком Мозли (Moseley, 1887—1915), исследовавшим спектры рентгеновских лучей для различных элементов. Эти спектры находятся в зависимости от числа окружающих ядро атома электронов. Подробнее об этом можно прочесть в более обширных курсах химии.

не противоречит периодической системе элементов, но дает ей *новые подтверждения и обоснования.*

В таблице Менделеева, с точки зрения порядка в расположении элементов, есть, как уже сказано, некоторые противоречия: например, у аргона (№ 18) атомный вес больше, чем у следующего за ним калия (№ 19), у теллура (№ 52) — больше, чем у следующего за ним иода (№ 53).

Однако по их свойствам, эти элементы приходится поместить в таблицу не в порядке возрастания атомных весов, что противоречит периодическому закону. По числу же зарядов ядра они должны следовать друг за другом именно в том порядке, в каком они помещены в таблице. Таким образом строение атома оказалось *более основным его свойством, чем атомный вес,* которым в свое время только и мог пользоваться Менделеев.

Остановимся еще на одном достижении науки. Оказалось, что для большинства элементов существует по *нескольку разновидностей атомов,* с одним и тем же зарядом ядра и с одинаковым расположением окружающих ядро электронов и обладающих потому совершенно *одинаковыми химическими свойствами,* но имеющих различный атомный вес.

Так, для хлора существуют атомы с атомным весом 35 и 37. Тот хлор, с которым мы обычно имеем дело, есть *смесь* этих двух сортов атомов. Для других элементов известно еще большее число таких разновидностей атомов (например для свинца — 4, для ртути — 6 и т. д.). Эти разновидности атомов одного и того же элемента носят название — **изотопы** („равноместные"); это означает, что они помещаются в одном и том же месте периодической системы, под одним и тем же номером.

Изотопы известны почти для всех элементов. В 1933 г. был открыт изотоп у водорода с атомным весом 2, и выделена вода, имеющая в составе этот изотоп. Эта вода по физическим свойствам отличается от обычной воды: она тяжелее обыкновенной воды, удельный вес ее 1,11165, температура кипения ее 101°,42, температура замерзания + 3°, 8. В обыкновенной воде содержится очень незначительная примесь „тяжелой" воды (1 : 5000).

Тяжелую воду можно отделить от легкой, подвергая обыкновенную воду электролизу и, по мере того как количество воды уменьшается, добавляя свежую воду. Удельный вес воды при этом постепенно повышается, так как „легкая" вода легче разлагается током, чем „тяжелая".

Для того чтобы различать изотопы, входящие в состав молекул, у химических знаков обычно ставится вверху справа цифра, означающая атомный вес данного изотопа. Формулу легкой воды пишут H^1_2O и формулу тяжелой воды — H^2_2O.

Некоторые авторы для изотопов водорода применяют иные обозначения. Для легкого водорода сохраняют знак H^1, для тяжелого — применяют знак D, от названия тяжелого водорода — дейтерий (легкий водород называют протий; протий производится от греческого прóтос — первый, дейтерий от греческого дейтерос — второй). Легкая вода обозначается H^1_2O, тяжелая же — D_2O. Обыкновенная же вода остается H_2O.

Другие соединения тяжелого водорода, как H^2Cl, NH^2_3 и т. д., также обладают иными физическими свойствами, чем соединения H^1Cl и NH^1_3.

По химическим свойствам соединения H^2 мало отличаются от соединений H^1.

Обычный водород представляет собой смесь H^1 и H^2 с ничтожнейшей примесью недавно открытого H^3.

Исходя из существования изотопов, нам приходится расширить наше понятие об элементе. Мы должны считать, что *элемент — это совокупность изотопов* с одним и тем же порядковым номером, или все вообще атомы, имеющие один и тот же заряд ядра. Например, элемент хлор — совокупность изотопов с порядковым номером 17. Атомный вес хлора 35,5 есть средний атомный вес его изотопов.

Соотношение между количествами изотопов у всех элементов постоянное, почему и возможно определение атомных весов элементов.



Мария Склодовска-Кюри (Sklodowska-Kurie) 1867—1934.

8. Радиоактивные элементы. В 1896 г. французский физик Беккерéль (Becquerel) заметил, что минералы, содержащие в своем составе уран (U, № 92) — последний элемент в периодической системе, — испускают какие-то невидимые лучи, которые действуют на завернутую в черную бумагу фотографическую пластинку, Беккерель нашел затем, что эти лучи проходят не только через бумагу, но и через дерево и даже через нетолстые металлические пластинки, вызывают свечение (флуоресценцию) некоторых веществ и разряжают заряженный электроскоп.

Через некоторое время Склодóвска-Кюри́ (Sklodowska-Kurie, Париж) нашла, что подобными же свойствами обладают соединения другого элемента последнего ряда периодической системы — тория (Th, № 90).

Изучение Склодовской-Кюри и ее мужем Кюри урановой смольной руды показало, что изучение руды усиливается при химической обработке ее и удалении посторонних примесей. При этом обнаружилось, что излучение, которое Склодовска назвала радиоактивностью (от латинских слов „радиус“ — луч и „активус“ — деятельный), исходит не только от соединений урана, но и от соединений двух других, до тех пор неизвестных, элементов, один из которых был назван полонием (Po, № 84), в честь родины Склодовской — Польши, другой — радием (Ra, № 88).

Полоний содержится в урановой руде в почти неуловимо малых количествах, радий — в бóльших количествах, но все же столь ничтожных, что для получения нескольких милиграммов какой-нибудь соли радия приходится перерабатывать многие тонны руды.

Кроме перечисленных элементов, радиоактивностью обладают и остальные элементы последнего ряда периодической системы. Из хорошо изученных радиоактивных элементов наиболее сильной радиоактивностью обладает радий.

Радиоактивность не есть свойство соединений радиоактивных элемен-

тов, а *свойство самих атомов* этих элементов, так как радиоактивность совершенно не зависит от того, имеем ли мы свободный элемент или в соединении с другими элементами.

Радий как простое вещество — серебристый металл. По своим химическим свойствам радий похож на барий (Ba, № 56) — элемент той же группы периодической системы.

Радий — довольно распространенный элемент: его соединения находятся во многих минералах, в водах минеральных источников, в почве, но везде лишь в самых *ничтожных количествах.*

Радий действует своими лучами на организмы — разрушает ткани, убивает бактерии. Он нашел себе важное применение в медицине — им лечат раковые и другие злокачественные опухоли.

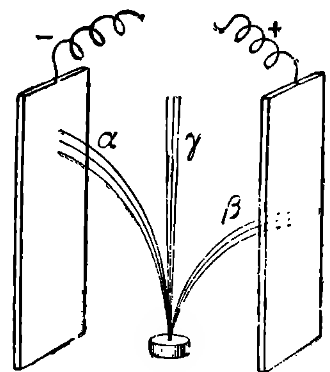


Рис. 212. Отклонение лучей радия между наэлектризованными пластинками (схема).

Изучение испускаемых радием *лучей* показало, что эти лучи *неоднородны.* Если поместить свинцовую коробочку с солью радия между двумя наэлектризованными металлическими пластинками (рис. 212), одна из которых заряжена положительно, другая — отрицательно, то наблюдается следующее явление. Часть лучей слабо отклоняется к отрицательно заряженной пластинке — это так называемые *альфа-лучи* (α-лучи); часть лучей сильно отклоняется к положительно заряженной пластинке — это *бета-лучи* (β-лучи); часть совсем не отклоняется и идет вертикально вверх — *гамма-лучи* (γ-лучи).

Лучи радия не видимы, и путь их можно проследить, помещая над коробочкой с радием фотографическую пластинку, на которой при незаряженных металлических пластинках получается одно черное пятно прямо над коробочкой, при заряженных же пластинках — еще два пятна на разных расстояниях от пятна, получающегося прямо над коробочкой (рис. 213).

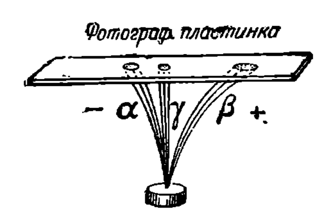


Рис. 213. Обнаружение отклонения лучей радия при помощи фотографической пластинки.

Подробные исследования показали, что радиоактивность является результатом совершенно до тех пор неизвестных и неожиданных явлений — *распада атомов* радиоактивных веществ и *образования атомов новых элементов.* Лучи α оказались потоком положительно заряженных частичек — *ядер гелия,* образующихся при распаде ядер атомов радиоактивных веществ, лучи β — *потоком электронов* и лучи γ — лучами, аналогичными рентгеновским лучам — электромагнитными колебаниями.

В результате распада атомов радия образуются атомы *нового газообразного элемента,* который был назван сначала эманацией, теперь же называется *радон* (Rn, № 86). По химическим свойствам он является инертным газом.

Атомный вес радона — 222, т. е. равен атомному весу радия 226 минус атомный вес гелия 4.

Радон, в свою очередь, является радиоактивным элементом. Он, как и радий, испускает α-лучи, т. е. из его ядра выделяются, выбрасываются ядра гелия, причем получается новый, опять *радиоактивный элемент*, изотоп полония, названный радием А. Радий А, в свою очередь, последовательно превращается в ряд других радиоактивных элементов, пока распад не закончится образованием атома нерадиоактивного элемента — изотопа свинца (атомный вес — 206).

Каждое превращение обусловливается выделением либо ядер гелия, либо электронов. При выделении ядер гелия получается элемент с другим атомным весом, выделение электронов изменяет только заряд ядра.

Скорость распада атомов радиоактивных элементов весьма различна. Одни распадаются крайне быстро, другие — очень медленно. Скорость распада определяют обыкновенно временем, нужным для того, чтобы некоторое *число атомов* данного радиоактивного элемента уменьшилось на половину. Это время или „период полураспада“ — одно и то же, независимо от того, какое число атомов элемента было взято.

Период полураспада (определяемый косвенным образом) равен для радия 1580 годам, для радона — 3,85 дня, для радия А — 3,05 минуты, для урана — 4 500 000 000 годам.

Радий сам является одним из продуктов распада урана.

Для тория также известен целый ряд продуктов распада, причем конечным продуктом, как и для ряда урана, является изотоп свинца, но с атомным весом не 206, а 208.

Распад атомов радиоактивных веществ идет самопроизвольно, и мы не имеем средств его ускорить или замедлить. Ни самые высокие, ни самые низкие доступные нам температуры, ни электрические разряды, ни давления не изменяют скорости радиоактивного распада. В этом отношении явление радиоактивного распада существенно отличается от обычных химических реакций и представляет собой явление особого порядка.

В минералах, содержащих уран, торий, актиний, всегда имеется примесь конечного продукта радиоактивного распада — свинца, образовавшегося из этих элементов за время их существования в земной коре.

Это дает возможность сделать очень интересные выводы о возрасте минералов, содержащих указанные выше радиоактивные элементы.

На основании законов радиоактивного распада можно рассчитать число долей грамма свинца, образующихся ежегодно при распаде одного грамма радиоактивного элемента. Так, например, для урана это будет $1{,}33 \cdot 10^{-10}$ *г*.

Зная на основании химического анализа, сколько граммов свинца приходится в данном минерале на 1 *г* радиоактивного элемента и разделив найденный вес свинца на число граммов, ежегодно образующееся из 1 *г* элемента, мы узнаем возраст минерала.

Под возрастом минерала мы разумеем то время, которое прошло с тех пор, как при начале образования земной коры произошло соединение составляющих этот минерал элементов.

Вычисления дают для возраста различных минералов громадные числа — от 200 до 2000 миллионов лет.

Эти данные подтверждают и уточняют данные геологии относительно возраста нашей планеты, полученные на основании других соображений. Как смешна рядом с этими научными данными дата христианской религии о „сотворении мира за 5508 лет до Рождества Христова“!

Распад радиоактивных веществ сопровождается выделением больших количеств тепла. Соль радия имеет всегда температуру на несколько градусов выше температуры окружающего воздуха. Один грамм радия выделяет около 0,135 *ккал* тепла в час, и вообще количество тепла, которое может выделиться при полном распаде одного грамма радия, равно 3 700 000 *ккал*, тогда как при сгорании одного грамма угля образуется только 8 *ккал*. Это показывает, какие громадные запасы энергии заключаются в атомах.

В заключение следует сказать, что хотя формы движения ядер и электронов еще окончательно не раскрыты, *вопрос о сложности строения атомов наукой решен окончательно.*

Ядра и электроны являются для нас теперь такой же *объективной реальностью*, как и самые атомы. Раскрытие сложности атомов дает реальное подтверждение идее об *единстве материи.*

Кроме того, изучение радиоактивных веществ и строения атомов подтверждает, углубляет и расширяет громадное значение *периодической системы* элементов. Мы видим, что элементы не только находятся между собой в близком родстве, но могут превращаться один в другой. Мы не только знаем, что элементы имеют общее происхождение, но мы можем себе представить, каким образом могло и может итти развитие материи, как из более простых скоплений материи могут образоваться более сложные, как, наоборот, менее устойчивые сложные образования превращаются в более устойчивые. Периодический закон показывает, что *вечное развитие* идет не только в живой природе, но и в неорганическом мире.

ВОПРОСЫ ДЛЯ ПОВТОРЕНИЯ.

1. В чем заключается периодичность изменений свойств элементов?
2. Формулируйте периодический закон.
3. Характеризуйте малые и большие периоды.
4. Назовите элементы, предсказанные Менделеевым.
5. Перечислите элементы второго ряда периодической системы.
6. Назовите важнейшие элементы каждой группы периодической системы.
7. Напишите формулы соединений с хлором трех металлов первой подгруппы второй группы.
8. Какой высший солеобразующий окисел свинца? Какие свойства он должен иметь?
9. Чему равна валентность аргона?
10. Как построен атом бора? Кальция (заряд ядра, число электронов на каждом уровне)?
11. Что такое изотопы? Приведите примеры.
12. Какое определение понятия „элемент“ можно дать, исходя из периодического закона?
13. Приведите примеры полярного и неполярного соединений.
14. Назовите известные вам радиоактивные вещества.
15. Каковы особенности радиоактивных веществ?
16. Какие лучи радия отклоняются к отрицательно заряженной пластинке, какие — к положительно заряженной и почему?

XX. ОБЩИЕ СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ.

Всех металлов известно около 70. Но большинство из них — элементы крайне редкие.

Напомним, что главная масса земной коры состоит из неметаллов — кислорода и кремния, которые вместе составляют около 75% по весу земной коры (стр. 33). Из металлов в наибольших количествах находится в земной коре (рис. 214) *алюминий* (полевые шпаты, глины). Затем идет *железо*, имеющееся в виде громадных залежей различных соединений во многих местах; *кальций*, входящий в состав известняков; *натрий* (поваренная соль, полевые шпаты); *калий* (полевые шпаты, слюда, хлористый калий); *магний* (хлористый магний, магнезиты, доломиты); *титан* (ильменит, титано-магнетиты); *марганец* (перолюзит — двуокись марганца) и др.

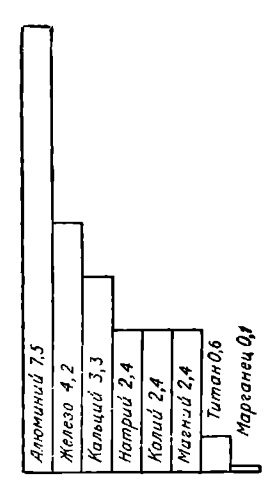


Рис. 214. Диаграмма распространенности металлов в земной коре (в процентах).

Как видно из диаграммы (рис. 214), широко применяемые в технике металлы, как медь, цинк, олово и другие, в нее не попали, так как они встречаются в сравнительно очень незначительных количествах. Что же касается таких металлов, как золото, платина и многие другие, то их количества в земной коре относительно ничтожны.

1. Физические свойства металлов. Металлы в виде простых веществ обладают целым рядом общих свойств. Прежде всего обращающее на себя внимание общее свойство металлов — характерный *металлический блеск*, по которому всегда легко отличить металл от неметалла.

Для *цвета* металлов мы не имеем особых слов и условно называем некоторые металлы белыми, как алюминий, цинк, олово, хотя они, конечно, не белые, как фарфор, бумага и т. п. И красный цвет чистой меди и желтый цвет золота точно так же являются своеобразными.

Большинство металлов имеет условно белый цвет с различными оттенками, и лишь немногие металлы более или менее окрашены. Это: медь красного цвета, золото желтого цвета, висмут красноватого цвета, никкель слегка желтоватого.

В настоящее время в производстве принято условно делить металлы на две группы: черные металлы и цветные металлы.

Черные металлы — это железо и его сплавы. Название зависит от того, что железо и его сплавы в неотделанном виде покрыты слоем черной магнитной окиси железа Fe_3O_4.

Цветные металлы — все остальные металлы.

Все металлы, кроме ртути, при обыкновенных условиях — твердые кристаллические вещества.

Все металлы *непрозрачны*.

Все металлы — более или менее *хорошие проводники тепла и электричества*.

По *удельному весу* различают металлы *легкие*, удельный вес которых меньше 5, и *тяжелые* — остальные. На рис. 215 дана диаграмма удельных весов металлов, из которой видно, что по удельному весу металлы сильно различаются между собой. Самые легкие металлы — калий и натрий, которые легче воды. Самые тяжелые — платина, золото, ртуть (на диаграмме дан уд. в. твердой ртути).

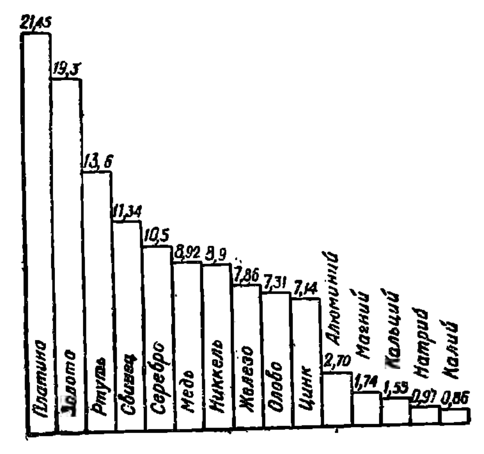


Рис. 215. Диаграмма удельных весов металлов.

По *температурам плавления* металлы различаются еще значительно больше, чем по удельным весам. Из диаграммы (рис. 216) видно, что самый легкоплавкий металл — ртуть, которая жидка при обыкновенной температуре и затвердевает только при температуре на 39° ниже нуля. Затем идут калий и натрий. Из применяемых в технике металлов самые легкоплавкие — олово и свинец. Наиболее тугоплавкие — никкель, железо, платина и некоторые редкие металлы. Самый тугоплавкий металл — вольфрам, из которого готовят нити для электрических лампочек.

На диаграмме (рис. 217) даны *теплопроводности* некоторых металлов. За единицу взята теплопроводность серебра.

Наибольшей теплопроводностью после серебра обладают медь

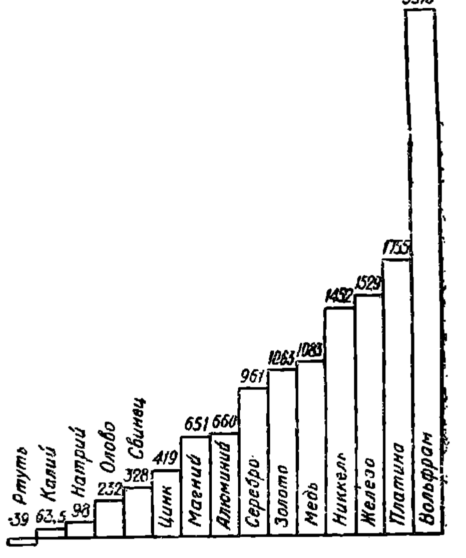


Рис. 216. Диаграмма температур плавления металлов.

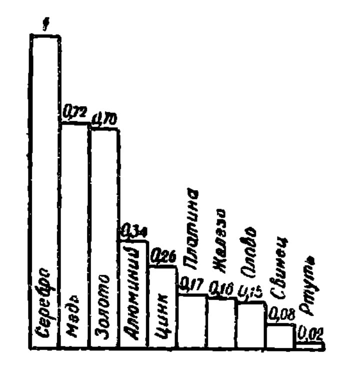


Рис. 217. Диаграмма относительной теплопроводности металлов.

и золото, наименьшей — ртуть. Но теплопроводность ртути все же в 10 раз больше теплопроводности стекла.

По *электропроводности* металлы располагаются в том же порядке, что и по теплопроводности. Из диаграммы (рис. 217) видно, почему для электрических проводов обыкновенно применяют медь. Она стоит рядом с обладающим наибольшей электропроводностью серебром, которое не применяется только вследствие его дороговизны. Из более дешевых металлов, чем медь, наиболее подходящим для проводов является алюминий, который за последнее время и начали применять в электротехнике.

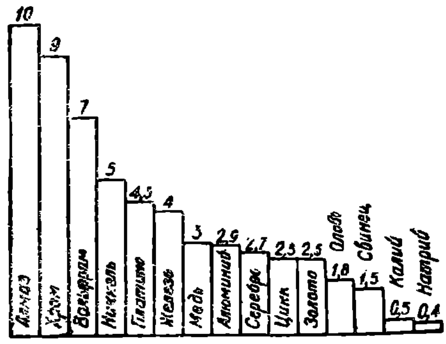


Рис. 218. Диаграмма твердости металлов по сравнению с твердостью алмаза.

При сравнении *твердости* различных веществ более твердым считают то вещество, которое оставляет след на другом веществе при царапании или нажимании. Из всех известных веществ наибольшей твердостью обладает алмаз (стр. 220). Из металлов наибольшей твердостью отличаются хром Cr, вольфрам W и никкель Ni. Самые мягкие металлы — щелочные; из металлов же, имеющих значительное практическое применение, наиболее мягкие — олово и свинец.

На диаграмме (рис. 218) показаны твердости различных металлов по сравнению с алмазом, твердость которого принята за десять.

Большинство металлов *ковки*, т. е. могут быть расплющены ударами молотка в более или менее тонкие листы.

Лишь небольшое число металлов, как сурьма Sb, висмут Bi, марганец Mn — *хрупки* и под ударами молотка рассыпаются в мелкие куски. Сурьму можно растереть в порошок в фарфоровой ступке.

Из приведенных данных относительно физических свойств металлов видно, что металлы по различным физическим свойствам располагаются в различном порядке.

■ ***Опыты.*** Рассмотрите имеющиеся в школе металлы и научитесь узнавать их по внешнему виду.

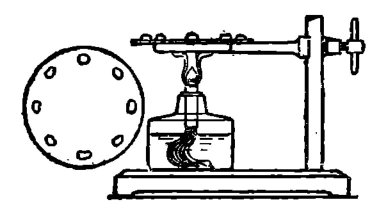


Рис. 219. Плавление кусочков металлов на жестяной пластинке.

Если имеются наборы металлических пластинок одинакового размера, которые могут быть выданы учащимся на руки, то, беря металлы в руку, прикиньте их удельный вес и сравните полученные результаты с диаграммой.

Попробуйте царапать одним металлом другой, чтобы сравнить их твердость. Убедитесь, какие металлы легче всех гнутся.

Для сравнения температур плавления металлов разместите кусочки имеющихся металлов (олово, свинец, цинк, алюминий) на кружке жести (рис. 219), нагревайте середину кружка на спиртовке и наблюдайте, в каком порядке металлы будут плавиться. ■

2. Сплавы. Будучи в расплавленном состоянии, металлы обыкновенно легко смешиваются между собой, образуя однородную жидкость — раствор. Большинство металлов, например: олово и свинец, медь и цинк, серебро и золото — могут смешиваться в *какой угодно пропорции*; но некоторые металлы растворимы друг в друге только *до известной степени*. Так, например, если смешать расплавленные цинк и свинец, то они при отстаивании образуют два слоя, подобно эфиру в воде. Нижний — раствор цинка в свинце, содержащий 1,2% Zn, верхний — раствор свинца в цинке, содержащий 6% Pb.

Взаимная растворимость металлов повышается при повышении температуры.

При застывании однородного раствора одного металла в другом получается твердая масса, называемая — **сплав**. Сплавом называется также и жидкий раствор металлов друг в друге.

■ ***Опыт.*** Поместите в коробочку из жести кусочек олова с горошину и такой же кусочек свинца. Нагрейте на спиртовке. Когда металлы начнут плавиться, размешайте проволокой. У вас получится однородная жидкость. Вылейте ее на кусок доски. Вы получили сплав олова со свинцом. ■

Твердые сплавы могут иметь различное строение.

1. Сплавы могут быть вполне *однородными*. В таком случае они представляют или определенное химическое соединение, выражаемое химической формулой (обычно не соответствующей валентностям металлов, проявляемым ими при соединении с неметаллами), например, $AuAl_2$, SnSb, Cu_3Sn и т. п., или однородную смесь неопределенного состава, называемую *твердым раствором*. Такую однородную смесь представляет, например, сплав Au и Ag.

Твердый раствор может представлять также однородную смесь определенного химического соединения обоих металлов с избытком одного из них.

2. Сплав может представлять вещество *неоднородное*. Подобно тому как масса гранита состоит из сросшихся между собой отдельных частей кварца, полевого шпата и слюды, так и в сплавах иногда можно различить кристаллические участки отдельных металлов и определенных соединений металлов между собой. В состав сплава могут входить также и участки твердого раствора.

Отдельные составные части сплава обыкновенно бывают хорошо видны только при более или менее значительном увеличении. Для того чтобы обнаружить неоднородность сплава, обыкновенно поверхность его полируют, а затем действуют на нее какой-нибудь кислотой, раствором брома, иода или другим реактивом. Вещества, легче поддающиеся действию реактива, разъедаются сильнее, и на отполированной поверхности получаются очертания различных составляющих частей сплава. Рисунки 220—223 изображают такие разъеденные поверхности кусков различных сплавов под микроскопом.

Большинство сплавов являются веществами *неоднородными*. Все сплавы — и неоднородные и однородные — суть вещества *кристаллические*.

Сплавы могут быть образованы не только двумя металлами, но и несколькими.

Подобно сплавам металлов между собой, могут быть получены также сплавы *металлов с неметаллами*. Так, например, чугун представляет сплав железа с углеродом, кремнием и марганцом. С металлами могут давать сплавы также сера, фосфор и другие неметаллы.

3. Физические свойства сплавов. *Удельный вес* сплава обыкновенно лежит между удельными весами образующих сплав металлов.

Температура плавления большинства сплавов бывает *ниже* температуры плавления наиболее легкоплавкого из металлов, образующих сплав.

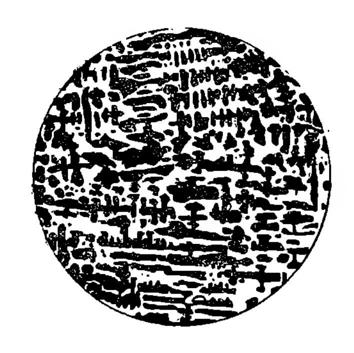


Рис. 220. Сплав меди и олова под микроскопом (увелич.—165).



Рис. 221. Сплав меди и магния под микроскопом (увелич.—110).



Рис. 222. Сплав меди и цинка под микроскопом (увелич. — 44).

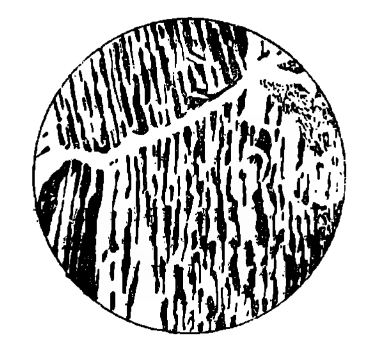


Рис. 223. Сталь с 0,5% С под микроскопом (увелич. —100).

Так, например, сплав 35 ч. олова и 65 ч. свинца плавится около 190°, тогда как более легкоплавкий из образующих сплав металлов — олово — плавится при 232°.

Примером сплава с особенно низкой температурой плавления может служить сплав Вуда, состоящий из 2 ч. свинца, 2 ч. олова, 7—8 ч. висмута и 1—2 ч. кадмия. Он плавится ниже температуры кипения воды, а именно около 70°, тогда как наиболее легкоплавкий из входящих в его состав металлов — олово — плавится при 232°.

Вообще физические свойства сплава (за исключением уд. веса) по большей части *не являются средними* между свойствами составляющих металлов. Сплав обыкновенно получает некоторые *новые свойства.*

Например, латунь, или желтая медь, представляющая сплав меди и цинка, значительно тверже обоих этих металлов. К серебру или золоту, которые в чистом виде очень мягки, для придания им твердости, при изготовлении монет и других изделий, всегда прибавляют некоторое количество меди; медь же сама по себе также значительно мягче полученного сплава. Сплав меди, имеющей красный цвет, и белого с желтоватым оттенком никкеля, употребляемый для чеканки монет, имеет не желтовато-красный цвет, как можно было ожидать, а почти белый.

Свойства металлов часто резко изменяются даже от небольшой примеси других металлов или неметаллов. Так, например, сталь, т. е. железо с содержанием небольшого количества (1—2%) углерода, обладает очень большой твердостью по сравнению с чистым железом.

Чугун — сплав железа с углеродом, кремнием и марганцом (всех трех вместе 5—12%) — очень тверд и хрупок.

Сплав железа с хлором (около 15%) и никкелем (около 0,5%) является необыкновенно стойким по отношению к ржавлению (нержавеющая сталь).

Сплавы вольфрама с углеродом и небольшими количествами кобальта и других металлов обладают твердостью, *почти равной твердости алмаза*, который теперь в целом ряде случаев заменяется этими сплавами (сталинит и победит) при бурении горных пород, при обработке твердых чугунов и сталей и т. д.

Из обычных сплавов следует упомянуть о следующих.

Латунь, или желтая медь, представляет сплав меди и цинка. Обычный состав — 1 ч. Zn и 2 ч. Cu, но различные сорта латуни различаются по своёму составу: к некоторым сортам прибавляют небольшие количества Sn, Pb, Al и других металлов. Латунь, как уже было сказано выше, значительно тверже меди и цинка и потому имеет очень широкое применение (части машин, домовые приборы, самовары, примусы, лампы, части часов, физические приборы и т. д.).

Бронза — сплав меди и олова. Различные сорта содержат 75—90% Cu. Это один из древнейших сплавов, известный человечеству с доисторических времен. Древние бронзы получались при выплавке руд, содержащих медь и олово. Благодаря своей твердости бронза до открытия железа служила главным материалом для приготовления различных орудий и оружия (бронзовый век). В настоящее время бронза служит для приготовления различных частей машин (например подшипников). Благодаря тому, что бронза дает очень чистые отливки и сравнительно мало изменяется на воздухе, ее употребляют также для отливки статуй и различных художественных изделий.

Дуралюмин — сплав алюминия с небольшими количествами меди (4%), марганца и магния. Этот сплав, почти сохраняя легкость алюминия, по твердости равняется мягким сортам стали. Это дает возможность применять его при постройке самолетов, дирижаблей и везде, где требуется легкость при достаточной твердости. Дуралюмин был выработан за границей, в СССР же близкий по свойствам сплав был впервые приготовлен на Кольчугинском заводе, в 200 *км* от Москвы; отсюда и происходит его название — кольчугалюмин.

Припой (мягкий) — сплав олова со свинцом, содержащий 2 ч. Sn и 1 ч. Pb, употребляется для пайки железных, медных и других изделий. Он более легкоплавок, чем свинец и олово. Кроме того, в расплавленном виде он легко пристает к поверхности спаиваемых металлов, если они хорошо очищены и покрыты слоем какого-нибудь вещества, препятствующего образованию окислов. Таким веществом обыкновенно служит хлористый цинк (паяльная жидкость, или „травленая кислота", — раствор хлористого цинка).

Кроме мягкого, т. е. легкоплавкого и мало твердого припоя, для паяния пользуются также и более тугоплавкими и твердыми сплавами, в состав которых входят Cu, Zn, Ag и другие металлы.

Типографский сплав (гарт) — сплав свинца с сурьмой (10—25%) и с небольшим количеством олова — употребляется для отливки типографских шрифтов. Он легкоплавок и значительно тверже свинца, но не обладает хруп-

костью сурьмы; при застывании слегка расширяется и потому дает очень точную отливку, что при изготовлении „литер", часто весьма малых размеров, имеет очень большое значение. Кроме Pb, Sb и Sn в состав типографского сплава входят иногда и другие металлы.

Антифрикционные сплавы (баббиты) — белые, хорошо сопротивляющиеся износу от трения сплавы, применяемые для заливки подшипников. В состав баббитов входят: свинец, сурьма, медь и цинк и другие металлы.

Амальгамы — сплавы различных металлов со ртутью. Амальгама серебра применяется при пломбировании зубов. В гальванических элементах применяют амальгамированный цинк; для отделения золота и серебра от примесей пользуются растворимостью этих металлов в ртути и т. д.

Применение *чистых металлов* в производстве *очень ограничено.* Как пример, можно указать применение чистой меди для электрических проводов. В громадном же большинстве случаев в производстве применяются не чистые металлы, а сплавы.

В настоящее время разработано громадное количество сплавов, удовлетворяющих самым разнообразным требованиям производства. Комбинируя различные металлы в различных пропорциях, можно получать сплавы с самыми разнообразными свойствами. Известны сплавы сверхтвердые и мягкие, сплавы, выдерживающие очень высокие температуры, не окисляясь, как нихром (сплав никкеля с хромом), применяемый при изготовлении электрических плиток и т. п. приборов, и сплавы, дающие при пилении напильником снопы искр (сплавы, содержащие церий и применяемые в зажигалках), сплавы сверхлегкие (сплавы магния), сплавы с ничтожным коэфициентом расширения, применяемые для часов и измерительных приборов, сплавы вязкие, хорошо сопротивляющиеся растяжению и сгибанию, сплавы жидкие при обыкновенной температуре, как сплав натрия с калием, и т. д.

Такое исключительное разнообразие свойств сплавов имеет громадное значение в производстве. Успехи современного машиностроения, автомобилизма, авиации, средств нападения и защиты (дальнобойные и скорострельные орудия, танки, броненосцы и бронебойные снаряды и т. п.), тесно связаны с изучением сплавов и с разработкой все новых и новых сплавов с самыми разнообразными свойствами.

4. Химические свойства металлов. Все металлы дают соединения с кислородом, с серой, с галогенами.

Соединения с кислородом. Окислы почти всех металлов могут получаться при непосредственном соединении металлов с кислородом. Металлов, которые не окисляются ни при обыкновенной температуре, ни при нагревании, известно только три. Это так называемые „благородные" металлы: *серебро, золото, платина.* Все другие металлы при тех или иных условиях могут непосредственно соединяться с кислородом.

Наиболее легко соединяются с кислородом калий K, натрий Na и кальций Ca, которые при обыкновенной температуре быстро превращаются в окислы, почему их можно хранить только в плотно закрытых сосудах. Натрий и калий обыкновенно хранят под керосином или маслом.

Легко окисляется также магний Mg, который постепенно покрывается серой коркой окиси. Магний значительно более стоек, чем первые три металла.

Алюминий Al, цинк Zn и свинец Pb быстро покрываются на воздухе тонкой пленкой окиси, которая предохраняет их от дальнейшего окисления. При этом на алюминии этот слой окиси настолько тонкий и плотный, что алюминий мало теряет в своем блеске.

Медь Cu, олово Sn, никкель Ni, хром Cr и ртуть Hg в чистом воздухе при обыкновенных условиях *практически не окисляются.* То же

можно сказать и про совершенно чистое, не содержащее примесей железо Fe. Но такое железо получить трудно, и железо на практике легко окисляется, особенно во влажном воздухе (ржавеет).

Щелочные металлы, а также кальций, магний, цинк, бу́дучи накалены, могут *гореть* на воздухе; железо, никкель, хром горят в кислороде. Остальные металлы, кроме благородных, при накаливании только окисляются.

Окислы металлов на практике очень редко получаются путем соединения металлов с кислородом. В производстве таким способом получают окись цинка ZnO, которая, растертая с вареным маслом, применяется как белая краска — цинковые белила.

Цинковые белила получают сжиганием цинка, который нагревается в муфельных печах до кипения. Пары цинка сгорают в токе нагретого воздуха синевато-зеленым пламенем, и получающийся тончайший порошок окиси цинка оседает в длинном железном канале.

Обычный способ получения окислов металлов — это *разложение* нагреванием их *углекислых* или *азотнокислых солей*, а также гидратов окислов.

Задача. Приведите несколько примеров реакций получения окислов металлов.

Все металлы дают с кислородом основные окислы. Кроме того, нам уже известно, что некоторые металлы, как хром, марганец, дают также и кислотные окислы.

Соединения с серой. *Все металлы*, за исключением золота, могут непосредственно *соединяться с серой*.

Даже платина в мелкораздробленном виде (губчатая платина) реагирует при нагревании с серой, но в виде пластинки или проволоки она остается в расплавленной сере, как и золото, неизмененной.

Щелочные металлы и кальций соединяются при нагревании с серой со взрывом.

Цинк, алюминий в порошке реагируют с серой с сильной вспышкой. Остальные металлы также более или менее легко реагируют с серой.

■ ***Опыт 1.*** Отвесьте 3 *г* цинка в порошке и 1,5 *г* серы. Хорошо смешайте, поместите на кусок жести, на кирпич и т. п. и нагрейте кучку сверху пламенем длинной лучинки (не спички). Происходит бурная реакция, и образуется сернистый цинк ZnS.

Повторите опыт с порошком алюминия, взяв 0,5 *г* порошка алюминия и рассчитав, сколько нужно отвесить серы.

Возьмите в пробирки понемногу каждого из полученных веществ и прилейте несколько капель соляной кислоты.

Происходит выделение сероводорода, который вы узнаете по запаху.

Напишите равенства реакций. ■

Получающиеся сернистые металлы, как мы уже знаем по примеру сернистого железа FeS, являются солями сероводородной кислоты H_2S.

В начале курса мы проделывали реакцию соединения серы с железом, которая сопровождается сильным раскаливанием.

Подобным же образом можно было бы проделать опыты и с рядом других металлов.

Можно также наблюдать горение металлов в парах серы.

Если нагреть серу в пробирке или в колбе до кипения и опустить в пары серы зажженную ленту магния, то магний продолжает гореть в парах серы ярким пламенем.

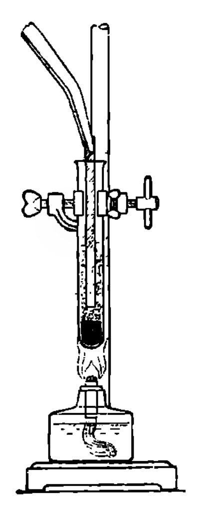


Рис. 224. Горение меди в парах серы.

Если опустить в пары серы тонкую медную или железную пластинку или спираль из тонкой железной или медной проволоки, полоску оловянной или свинцовой бумаги, то металлы сами собой раскаливаются в парах серы и образуют сернистые соединения (рис. 224).

Соединения с галогенами. С галогенами все металлы, включая и золото и платину, могут соединяться *непосредственно*.

Здесь, как и в соединениях с кислородом и с серой, мы наблюдаем тот же *порядок активности металлов*. Наиболее активно, с большим выделением тепла, соединяются щелочные металлы, и наименее активно — благородные металлы.

Мы наблюдали уже горение в хлоре натрия, железа, раскаливание меди.

Наиболее сильно реагируют металлы с фтором, затем по порядку идут хлор, бром и иод.

Многие металлы сами собой загораются в броме. Если есть хороший вытяжной шкаф, то легко наблюдать горение в броме алюминия.

В пробирку наливается немного брома и бросается свернутая комочком алюминиевая проволока или несколько стружек алюминия (рис. 225).

Алюминий легче брома и плавает на его поверхности. Реакция начинается при обыкновенной температуре. Через некоторое время, благодаря выделяющемуся при реакции теплу, алюминий сам собою загорается, плавится и в виде раскаленной добела капли бегает по поверхности брома.

Получается бромистый алюминий $AlBr_3$.

Таким же образом горит на поверхности брома и сурьма.

Другие металлы реагируют менее сильно.

Вытеснение металлов друг другом. По химической активности металлы можно расположить в определенном порядке (см. таблицу).

В этом ряду металлов каждый предыдущий металл вытесняет все последующие металлы из их соединений.

Среди металлов помещен и водород. Металлы, стоящие выше водорода, вытесняют его из кислот, стоящие ниже — не вытесняют, и, наоборот, водород может вытеснять эти металлы из растворов их солей. Медь выделяется водородом под давлением при нагревании, ртуть же и серебро вытесняются и при обыкновенной температуре.

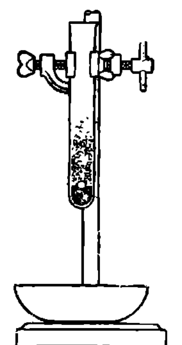


Рис. 225. Соединение алюминия с бромом.

Мы уже проделывали ряд опытов на вытеснение металлов друг другом (стр. 105); мы вытесняли медь из раствора медного купороса железом и цинком, свинец — из уксусносвинцовой соли цинком.

Аналогичным образом можно наблюдать и вытеснение других металлов. Так, медь легко вытесняет ртуть.

■ *Опыт. 2.* Погрузите медную или латунную пластинку, держа ее щипцами, на несколько секунд в крепкую азотную кислоту, чтобы очистить поверхность меди от окиси, и затем, сполоснув в стакане с водой, перенесите пластинку в раствор азотнортутной соли $Hg(NO_3)_2$ (с солями ртути следует обращаться осторожно, — они очень ядовиты).

Как только поверхность металла сделается серого цвета, выньте пластинку, ополосните чистой водой и хорошо протрите полотенцем. ■

Калий	K
Натрий	Na
Кальций	Ca
Магний	Mg
Алюминий	Al
Цинк	Zn
Железо	Fe
Никкель	Ni
Олово	Sn
Свинец	Pb
Водород	H
Медь	Cu
Ртуть	Hg
Серебро	Ag
Платина	Pt
Золото	Au

Выделившаяся ртуть смачивает чистую поверхность металла и распределяется на ней ровным, ярко блестящим слоем. Медная пластинка на вид превращается в серебряную.

Таким способом легко можно моментально „обновить“ ризу на иконе, т. е. совершить „чудо“, которым нередко морочат темных людей попы.

Если в раствор азотносеребряной соли погрузить медную пластинку или кусок свернутой в комок медной проволоки, предварительно очистив их азотной кислотой, то через некоторое время на меди вырастают красивые блестящие кристаллы серебра. Не следует только трясти и переставлять сосуд с раствором, чтобы кристаллы не отваливались.

Металлы могут вытеснять друг друга не только в растворе, но и в *твердом состоянии*, и не только из солей, но и из окислов. Так, например, алюминий очень энергично вытесняет железо из окиси железа, о чем более подробно будет сказано при рассмотрении алюминия.

5. Коррозия металлов. Мы касались выше (стр. 84) вопроса о разрушении металлов от ржавления и о борьбе со ржавлением металлов.

Но металлы в производстве и в быту разрушаются не только от окисления кислородом воздуха, но и от воды, кислот, щелочей и солей, от процессов электролиза. Все эти виды разрушения металлов носят название — *коррозия металлов*.

В наше время, когда металл играет такую громадную роль в производстве, изучение условий коррозии металлов и способов борьбы с нею представляет вопрос громадной важности. Особенно большое значение имеет борьба с коррозией металлов в СССР, где социалистическое строительство требует громадных количеств металла и где производство металлов растет такими бурными темпами.

Поэтому Советская власть проводит самые энергичные мероприятия по борьбе с коррозией. С одной стороны, развернута широкая исследовательская работа по изучению коррозии и борьбы с нею. С другой стороны, на фабриках и заводах, по предложению Госплана, с 1931 г. организованы особые ячейки по борьбе с коррозией, издается литература по борьбе с коррозией, печатаются статьи в газетах и журналах, созываются съезды и т. д.

Ввиду этого и в школьном курсе химии должно быть отведено место вопросу о коррозии для того, чтобы у учащихся было ясное пред-

ставление о том, что такое коррозия, и какие меры должен принимать каждый советский гражданин для сбережения металла.

Особенно подвержен коррозии важнейший из металлов — *железо*.

Как это ни странно, но такой, казалось бы, простой процесс, как *ржавление железа*, до сих пор еще не вполне разъяснен теоретически. Но в основном, благодаря усилиям целого ряда ученых, и в том числе советских, явление ржавления за последние годы сделалось несравненно более ясным, чем несколько лет назад.

Всем хорошо известно, что железо ржавеет во влажном воздухе и что ржавчина есть гидрат окиси железа $Fe(OH)_3$.[1] Мы легко можем написать равенство реакции ржавления железа:

$$4Fe + 3O_2 + 6H_2O = 4Fe(OH)_3.$$

Но многочисленные наблюдения над ржавлением железа показывают, что это равенство есть лишь *конечный итог* целого ряда протекающих при ржавлении сложных процессов и что на ржавление, помимо присутствия кислорода и паров воды, влияют самые разнообразные условия. Так, например: совершенно чистое железо не ржавеет, нечистое — ржавеет; в заводском городе железо ржавеет значительно сильнее, чем в деревне; луженое оловом железо в местах, где полуда нарушена царапиной, ржавеет сильнее, чем нелуженое, а оцинкованное железо в местах, где слой цинка нарушен, ржавеет меньше, чем неоцинкованное; два куска железа, соединенные медной заклепкой, ржавеют гораздо быстрее, чем такие же два куска, соединенные алюминиевой заклепкой.

Одно время ржавление железа объясняли присутствием в воздухе *углекислого газа*. Процесс поясняется такими реакциями:

$Fe + H_2CO_3 = FeCO_3 + H_2$ (образование закисной углежелезной соли)

$FeCO_3 + H_2O = Fe(OH)_2 + CO_2$ (гидролиз)

$4Fe(OH)_2 + 2H_2O + O_2 = 4Fe(OH)_3$

(окисление гидрата закиси в гидрат окиси).

Несомненно, что присутствие в воздухе кислот, как угольная кислота, может ускорять ржавление железа, но, как показали опыты, железо может ржаветь и при отсутствии в воздухе CO_2 и других ангидридов и кислот.

Объяснение всем приведенным выше фактам было дано *электрохимической теорией*, разработанной за последнее время. Чтобы понять, в чем суть этой теории, припомним и рассмотрим химический процесс, происходящий в гальваническом элементе, на котором мы наблюдали переход химической энергии в электрическую. Проделанный нами опыт (стр. 201) заключался в том, что мы опускали в раствор серной кислоты две палочки — цинковую и медную (элемент Вольта), соединенные проволокой с гальванометром (рис. 167). Цинк растворялся в кислоте, но водород выделялся не на цинке, а на меди. Между палочками по проволоке шел электрический ток, т. е. поток электронов, который обнаруживался по отклонению стрелки гальванометра.

---

[1] Правильнее было бы написать формулу гидрата окиси железа $mFe_2O_3 \cdot nH_2O$, так как окись железа может образовать несколько различных гидратов.

Если вынуть из раствора медную пластинку, то водород начинает выделяться на цинке, но значительно слабее. При этом, очевидно, и цинк растворяется медленнее.

Вместо цинка и меди можно взять другие металлы, причем роль цинковой палочки всегда играет менее активный из металлов (см. таблицу на стр. 279).

Связь наблюдаемых явлений с явлением коррозии можно проследить на следующем опыте.

■ ***Опыт.*** Положите в две пробирки по нескольку кусочков по возможности чистого цинка. Прилейте разбавленной серной кислоты и затем в одну из пробирок бросьте несколько кристаллов медного купороса.

Вы замечаете, что реакция выделения водорода в последней пробирке значительно усиливается по сравнению с реакцией в другой пробирке.

Чем чище был цинк, тем больше разница в скоростях реакций в той и другой пробирках. ■

Если взять химически чистый цинк, то он почти не выделяет водорода из кислоты. Реакция идет крайне медленно.

Если же прибавить раствора медного купороса, происходит реакция замещения:

$$CuSO_4 + Zn = ZnSO_4 + Cu.$$

Рис. 226.

На поверхности цинка местами оседает медь, и выделение водорода значительно усиливается.

Объяснить это явление очень легко, исходя из схемы работы гальванического элемента. Осевшая на кусочке цинка медь делается одним электродом, цинк делается другим электродом и в то же время — проводником, по которому идет электрический ток. При этом цинк начинает быстро растворяться, на меди же выделяется водород (рис. 226).

Данное явление носит название — *местные токи.*

Если опустить в кислоту кусочки нечистого цинка, то он растворяется значительно быстрее, чем чистый.

В нечистом цинке имеются *включения посторонних металлов*, которые играют роль меди в нашем опыте, благодаря чему возникают местные токи, и цинк хорошо растворяется. Чистый же цинк плохо растворяется, потому что он однороден и посторонних включений не имеет.

Вместо медного купороса можно прибавить раствор никкелевого купороса, соли ртути, платины и любого *металла, менее активного*, чем цинк (стр. 279). Так же как в гальваническом элементе, выделившийся на цинке менее активный металл всегда играет ту же роль, что и медь. Электроны идут от цинка к этому металлу.

Подобные же местные токи возникают и при ржавлении железа.

Железо, сталь, чугун обычно бывают неоднородны, и на поверхности металла всегда могут быть менее активные и более активные участки.

Железо может ржаветь не только в кислоте, но и в чистой воде, так как, хотя и в ничтожной степени, оно разлагает воду и при обыкновенной температуре:

$$Fe + 2H_2O = Fe(OH)_2 + H_2$$
$$4Fe(OH)_2 + 2H_2O + O_2 = 4Fe(OH)_3.$$

Незаметная *пленка влаги* на поверхности металла уже служит *средой, в которой идут электрохимические процессы,* как в гальваническом элементе.

Но в воздухе всегда есть углекислый газ, который дает с влагой воздуха угольную кислоту. В растворе кислоты, даже слабой угольной, процесс идет быстрее, чем в чистой воде.

В воздухе фабричных городов обычно имеется SO_2, образующийся при горении каменного угля, весьма часто содержащего колчедан.

Сернистая кислота — уже более сильная кислота, чем угольная. Вот почему в городах железо и другие металлы больше страдают от коррозии.

Делается понятной также роль медной заклепки, соединяющей два куска железа. Ржавление ускоряется благодаря тому, что медь является электродом.

Ту же роль играет олово при ржавлении луженого железа в местах, где железо обнажилось. Олово, как и медь, — *менее активный металл,* чем железо.

Почему же железо меньше ржавеет, если в нем имеется алюминиевая заклепка или если оно покрыто цинком? Объясняется это тем, что железо *менее активно,* чем алюминий и цинк. Токи идут в обратном направлении, и разрушается не железо, а цинк или алюминий, что и наблюдается на практике.

В процессе коррозии большую роль играет *пленка окиси,* всегда покрывающая поверхность металла.

Иногда эта пленка настолько плотная и прозрачная, что совершенно незаметна, как у алюминия и у хрома. Такая пленка хорошо предохраняет металл от коррозии. Иногда пленка лишает металл блеска, как у цинка и свинца. Пленка у железа легко нарушается благодаря кристаллизации окиси железа, и тогда железо продолжает ржаветь.

Мы могли коснуться только самых основных вопросов коррозии наиболее важных металлов и не останавливались на целом ряде еще не вполне выясненных вопросов коррозии. Но, во всяком случае, из того, что было сказано, видно, что многое теперь уже разъяснено, а это облегчает и борьбу с коррозией. Теперь уже невозможны случаи вроде происшедшего не так давно в Америке с очень дорогой яхтой, которая была частично обшита сплавом меди с никкелем, частично же, в подводной части, была железной. Благодаря такому неправильному сочетанию железа с менее активным металлом, подводная часть яхты очень быстро совершенно проржавела, и яхта пришла в полную негодность. Подобные случаи, в более мелком масштабе, происходили очень часто. Теперь же при всех сооружениях избегают таких неблагоприятных сочетаний металлов и даже иногда для сбережения ценных железных частей, как, например, винтов пароходов, к ним приклепывают цинковые накладки, которые по мере их разрушения меняют.

Металлы для предохранения от коррозии, где возможно, покрывают искусственными предохранительными пленками, как *окраска* масляной краской, покрытие *эмалью, покрытие другими* не подверженными или менее подверженными коррозии *металлами*, как серебро, золото, хром, никкель, олово, цинк, кадмий, алюминий и т. п., считаясь в каждом данном случае с условиями коррозии данных металлов.

Покрытие производится либо при помощи электролиза, либо погружением в расплавленный металл (лужение, оцинкование), либо путем нагревания изделия с порошком металлов, например цинка, алюминия, которые, диффундируя в покрываемый металл (стр. 54), образуют на его поверхности прочный слой сплава (покрытие цинком по этому способу называется „шерардизация", покрытие алюминием — „алютирование").

Иногда производят покрытие не изделия, а материала. Так, за последнее время очень часто применяются так называемые *биметаллы*. Заготовка металла покрывается толстым слоем другого металла, после чего подвергается обработке — прокатке, вытягиванию в проволоку и т. п., и уже после такой обработки из биметалла изготовляются изделия.

Применяются также искусственные черные пленки на железе из *солей ортофосфорной кислоты* (фосфорножелезная и фосфорномарганцовая соли), хорошо предохраняющие железо и сталь от коррозии (паркеризация и кослетизация).

Есть и еще целый ряд различных способов покрытия металлов.

Металл, не покрытый никаким предохранительным слоем, требует *постоянного ухода*: предохранения от сырости, чистки, смазывания маслом и т. д. Такой уход за металлом является обязанностью каждого имеющего дело с металлом советского гражданина. Только совместными усилиями и работой мы можем спасти столь нужный нам металл от разрушения.

Помимо предохранения металлов от коррозии, идет работа над созданием *сплавов*, наименее подверженных коррозии, о чем уже было сказано выше и будет говориться при рассмотрении отдельных металлов.

6. Нахождение металлов в природе и способы их добывания. В свободном виде в природе встречаются только такие металлы, которые при обыкновенных условиях или совсем не соединяются непосредственно с кислородом или сравнительно трудно окисляются. К первым принадлежат: платина, золото, серебро и ртуть; ко вторым: медь, сурьма, висмут. Металлы, встречающиеся в природе в свободном состоянии, называются *самородными*.

Самородные металлы встречаются сравнительно очень редко и лишь в небольших количествах, обыкновенно — в виде отдельных вкраплений в различные горные породы. Самородные золото и платина встречаются также в „россыпях" в виде отдельных зерен (иногда — слитков) среди разрушенных пород, содержавших эти металлы в виде вкраплений.

Что касается *соединений металлов*, то они входят в состав большинства горных пород, образующих земную кору. Это главным образом соли кремниевых, угольной, серной, фосфорной, галогеноводородных и других кислот (со многими из этих солей мы уже встречались), затем *окислы* (например железа, марганца, олова), *гидраты окислов* (например $2Fe_2O_3 . 3H_2O$), сернистые соединения ZnS, PbS и т. д.

Горные породы, содержащие металлы или соединения металлов и пригодные для добычи металлов заводским путем, носят название — **руды**. В качестве руд пользуются, главным образом, окислами, угле-

кислыми солями и сернистыми металлами. Большинство металлов добывается из их соединений. Только золото, платина и отчасти ртуть добываются как самородные металлы.

Богатые руды идут непосредственно на выплавку металлов, *бедные руды* предварительно *обогащаются* — отбором руды вручную, отмывкой водой, отделением при помощи просеивания, при помощи электромагнита, если руда обладает магнитными свойствами, при помощи флотации (стр. 176) и т. д.

Важнейший способ добывания металлов из руд — восстановление окислов металлов углеродом и окисью углерода, — способ, применяемый в металлургии железа (стр. 87—88). Восстановление углеродом применяется также при выплавке меди, цинка, свинца, олова.

Сернистые руды этих металлов подвергаются *предварительному обжигу*, причем сернистые соединения переходят в окислы. Например:

$$2ZnS + 3O_2 = 2ZnO + 2SO_2.$$

Образующийся *сернистый газ*, как известно, весьма губительно действует на растения и вреден для животных и человека. Напомним (стр. 175), что этот газ, который до недавнего времени превращал в пустыню окрестности заводов, где обжигались руды, теперь *используется для производства серной кислоты*. Уже целый ряд наших медеплавильных и цинковых заводов превращен в кислотно-металлургические комбинаты.

Например, уральские медеплавильные заводы — Калатинский и Красноуфимский, цинковые — Алагирский и Константиновский. Комбинируются с производством серной кислоты и вновь строящиеся заводы.

Многие металлы получаются также при помощи *электролиза*. При пропускании электрического тока через раствор соли металла, через расплавленную соль или расплавленный гидрат окиси металла *металл выделяется* на отрицательном электроде — *катоде*.

Так, например, Na и K получаются электролизом расплавленных щелочей:

$$4NaOH = 4Na + 2H_2O + O_2.$$

Магний и кальций — электролизом хлористых солей $MgCl_2$ и $CaCl_2$.

Алюминий — электролизом окиси алюминия, растворенной в расплавленных солях алюминия.

С электролитическим способом добывания металлов мы подробнее познакомимся ниже на примере выплавки алюминия.

Некоторые металлы получают путем реакции замещения другими металлами. Например, алюминий может вытеснять ряд металлов из их окислов, как хром, марганец, железо. С этим способом мы также познакомимся ниже.

ВОПРОСЫ ДЛЯ ПОВТОРЕНИЯ.

1. Перечислите общие свойства металлов.
2. Назовите 5 цветных металлов.
3. Назовите металлы: самые легкие и самые тяжелые, самые легкоплавкие и самые тугоплавкие, самые мягкие и самые твердые, лучшие и худшие проводники электрического тока.
4. Перечислите физические свойства сплавов и припомните важнейшие сплавы и их состав (без чисел).

5. Как получаются окислы металлов? Приведите примеры и напишите равенства реакций.

6. Характеризуйте отношение металлов к сере и к галогенам.

7. Приведите три примера реакции вытеснения металлов друг другом.

8. Какие условия способствуют коррозии металлов, и какие меры принимаются против коррозии?

9. Для чего обжигают сернистые руды и как используют продукты обжига?

10. Перечислите важнейшие способы добывания металлов и напишите соответствующие равенства реакций.

XXI. ЩЕЛОЧНЫЕ И ЩЕЛОЧНО-ЗЕМЕЛЬНЫЕ МЕТАЛЛЫ.

1. Щелочные металлы. Это элементы 1-й подгруппы I группы периодической системы. Мы уже встречались со многими соединениями щелочных металлов — Na и K. На них мы остановимся подробно, остальные же металлы этой подгруппы — литий Li, рубидий Rb и цезий Cs — большого значения не имеют, и мы их особо рассматривать не будем.

Все щелочные металлы одновалентны. Их гидраты окислов являются едкими щелочами.

Все щелочные металлы легко вступают в химические реакции. На воздухе быстро окисляются. Разлагают воду при обыкновенной температуре. Из них *цезий* является наиболее легко реагирующим *из всех металлов*. На воздухе он сам собою загорается при обыкновенной температуре. Вообще металлические свойства в данной подгруппе, как и во всех группах периодической системы, с увеличением атомного веса усиливаются.

Соли щелочных металлов почти все растворимы в воде.

Сохранять щелочные металлы можно только *без доступа воздуха*. Их хранят в запаянных сосудах или под слоем керосина, или каких-либо других жидких углеводородов. Как элементы активные, щелочные металлы в свободном виде в природе не встречаются. Li, Rb и Cs принадлежат к числу сравнительно редких элементов.

Рис. 227. Натрий на воде.

2. Натрий. Натрий встречается в природе в соединениях. Наиболее распространенное соединение натрия — поваренная соль (стр. 119).

Натрий по своим физическим свойствам очень мало похож на обычные металлы, за исключением металлического серебристого блеска, который можно заметить на свежем разрезе кусочка натрия. Но этот блеск на наших глазах пропадает. Поверхность металла покрывается серой пленкой едкого натра, так как натрий необыкновенно *легко окисляется* кислородом воздуха, а образовавшаяся окись дает с влагой воздуха гидрат — NaOH.

Натрий настолько *мягок*, что его можно мять пальцами, как воск, и резать ножом. Натрий плавится *ниже температуры кипения воды*, при 98°. По удельному весу он *легче воды* (уд. в. 0,97). Если натрий опустить в стакан с водой, то он плавает на поверхности воды (рис. 227) и сильно с нею реагирует, вытесняя водород:

$$2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2.$$

Благодаря выделяющемуся теплу натрий при этом *плавится* и превращается в каплю — шарик, который бегает по поверхности воды, подталкиваемый выделяющимся из воды водородом. Шарик все время умень-

шается, от него бегут книзу *струйки* раствора образующегося едкого натра. Под конец натрий прилипает к стенке стакана. При этом температура натрия настолько повышается, что он *вспыхивает* желтым пламенем и разбрызгивается в стороны. Поэтому не следует близко наклоняться к стакану, в котором производится опыт. Для того чтобы убедиться, что при реакции действительно *выделяется водород*, можно завернуть кусочек натрия в металлическую сетку и подвести под цилиндр с водой (рис. 228).

Нагретый на воздухе или в кислороде натрий *сгорает желтым пламенем*. При этом образуется не окись натрия Na_2O, как мы до сих пор для простоты принимали, а главным образом *перекись натрия* Na_2O_2.

Окись натрия можно получить из перекиси, нагревая ее с натрием:

$$Na_2O_2 + 2Na = 2Na_2O.$$

Технического применения окись натрия не имеет.

Перекись натрия является *солью перекиси водорода* H_2O_2, имеющей свойства *слабой кислоты* (стр. 116).

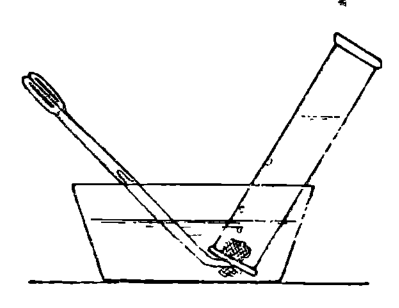


Рис. 228. Действие натрия на воду и собирание водорода.

Из перекиси натрия можно получить перекись водорода, всыпая порошок перекиси натрия в охлажденный до 0° раствор соляной кислоты:

$$Na_2O_2 + 2HCl = H_2O_2 + 2NaCl.$$

Соляная кислота вытесняет более слабую кислоту — перекись водорода.

При растворении перекиси натрия в воде выделяется кислород:

$$Na_2O_2 + H_2O = 2NaOH + O.$$

Кислород в момент выделения, как мы знаем, очень легко окисляет. Поэтому перекись натрия применяется как *окислитель*.

Едкий натр $NaOH$ может быть получен при кипячении раствора соды Na_2CO_3 с гашеной известью:

$$Na_2CO_3 + Ca(OH)_2 = 2NaOH + CaCO_3,$$

а также электролизом раствора поваренной соли (важный промышленный способ, стр. 133):

$$2NaCl = 2Na + Cl_2$$
$$2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2.$$

Со свойствами едкого натра мы уже знакомы (стр. 98).

Из солей натрия мы уже знакомы с поваренной солью $NaCl$ (стр. 119) и с сернонатриевой солью — сульфатом Na_2SO_4 (стр. 120).

На схеме (рис. 229) дан обзор важнейших продуктов производства, для которых исходным материалом служит поваренная соль (не для заучивания).

Сернонатриевая соль встречается в природе в виде мирабилита, или глауберовой соли — $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$. Громадные запасы этой соли имеются

у нас в заливе Кара-Богаз-Гол, на восточном побережье Каспийского моря (см. карту). При понижении температуры зимой эта соль выделяется в больших количествах из раствора и может иметь то же применение, что и искусственный сульфат. В настоящее время начата эксплоатация этих запасов.

Другие громадные залежи глауберовой соли имеются в Алтайском крае, в Кулундинской степи (на юго-запад от Барнаула).

Большое значение имеет *угленатриевая соль*, или сода. Под общим названием „сода" известны три угленатриевых соли, или карбоната натрия: водная, или кристаллическая, сода $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$, безводная,

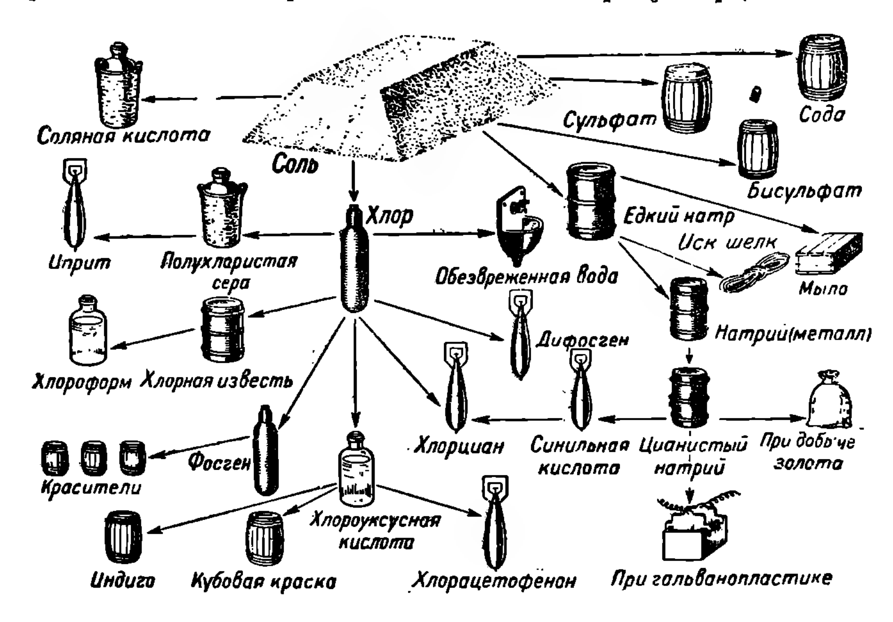


Рис. 229. Продукты, получаемые из поваренной соли, и некоторые их применения. В баллонах и снарядах — ОВ.

или кальцинированная, сода Na_2CO_3 и гидроугленатриевая соль, или двууглекислая сода, $NaHCO_3$.

Сода имеет почти столь же разнообразные применения в химической промышленности, как и серная кислота. Это — *один из важнейших продуктов основной химической промышленности.*

Так как реакция между содой и различными кислотами легко идет до конца вследствие удаления углекислого газа, то сода является *исходным материалом* для получения самых разнообразных солей натрия, как уксуснонатриевая соль $Na(H_3C_2O_2)$, гидросернистонатриевая соль (кислая соль) $NaHSO_3$, бромистый натрий NaBr, бура $Na_2B_4O_7$,[1] кремниевонатриевая соль Na_2SiO_3 (сплавлением соды с кремнеземом SiO_2).

Задача. Напишите равенства реакций получения этих солей (для получения буры берут борную кислоту H_3BO_3)

[1] Соль тетраборной (т. е. четырехборной) кислоты: $H_2B_4O_7 = 2B_2O_3 + H_2O$.

Сода идет на приготовление стекла (см. ниже). Как вещество, имеющее вследствие гидролиза щелочную реакцию, сода применяется в целом ряде производств в качестве щелочи — в текстильном производстве, для стирки белья, в бумажном производстве, в кожевенной промышленности и т. д. Сода применяется в медицине.

В 1933 г. производство соды в СССР не покрывало потребности страны в соде. Во второй пятилетке содовая промышленность сильно развернулась.

Большинство вновь выстроенных заводов, как и заводы, намеченные к постройке, рассчитаны на так называемый *аммиачный способ* производства соды, на котором мы и остановимся.

Сырьем для производства соды по аммиачному способу служат два природных продукта: *поваренная соль* $NaCl$, которая дает соде натрий, и *известняк* $CaCO_3$, который дает кислотный остаток (CO_3).

Аммиак NH_3 при производстве соды служит для получения нужных для реакций промежуточных продуктов и в процессе производства **регенерируется**, т. е. получается обратно и снова идет в производство.

Промежуточным продуктом при производстве соды является гидроуглеаммониевая соль NH_4HCO_3. При реакции обмена этой соли с поваренной солью получается гидроугленатриевая соль, иначе двууглекислая сода, или *бикарбонат натрия* $NaHCO_3$:

$$NH_4HCO_3 + NaCl = NaHCO_3 + NH_4Cl.$$

Бикарбонат натрия значительно менее растворим, чем образующийся хлористый аммоний NH_4Cl, от которого бикарбонат отделяется фильтрованием.

Бикарбонат при нагревании легко переходит в *карбонат* Na_2CO_3 (безводная сода).

Бикарбонат аммония NH_4HCO_3 не готовится заранее, а получается в процессе производства, который идет следующим образом.

1. Производство начинается с приготовления насыщенного раствора поваренной соли — *рассола*. Рассол получается обычно накачиванием воды в буровую скважину, доходящую до пласта каменной соли. Получившийся в недрах земли рассол перекачивается по трубам непосредственно на завод.

2. В рассол пропускается аммиак. Получается раствор двух веществ — $NaCl$ и NH_4OH (едкий аммоний).

3. В полученный раствор затем пропускается углекислый газ, получаемый разложением известняка в известковообжигательных печах:

$$CaCO_3 = CaO + CO_2.$$

Углекислый газ растворяется в воде, образуя H_2CO_3, которая вступает в реакцию с едким аммонием и дает промежуточный продукт — бикарбонат аммония $NH_4OH + H_2CO_3 = NH_4HCO_3 + H_2O$.

4. Образовавшийся бикарбонат аммония сейчас же вступает в реакцию обмена с $NaCl$ и дает бикарбонат натрия $NaHCO_3$:

$$NH_4HCO_3 + NaCl = NH_4Cl + NaHCO_3.$$

Бикарбонат натрия мало растворим в воде и выпадает в осадок, который отфильтровывается.

5. Фильтрат, содержащий хорошо растворимый хлористый аммоний, нагревается с известью, полученной при обжиге известняка (известь предварительно гасится и взбалтывается с водой; получается так называемое известковое молоко). При реакции выделяется аммиак:

$$2NH_4Cl + Ca(OH)_2 = CaCl_2 + 2H_2O + 2NH_3.$$

Аммиак снова идет на насыщение соляного раствора. Таким образом аммиак должен быть получен со стороны только для начала процесса, а в дальнейшем он находится в постоянном *кругообороте* и приходится лишь пополнять незначительные случайные потери аммиака.

6. Полученный и высушенный бикарбонат натрия $NaHCO_3$ подвергается прокаливанию, или *кальцинации*, и превращается в карбонат Na_2CO_3, *кальцинированную соду* — конечный продукт производства:

$$2NaHCO_3 = Na_2CO_3 + H_2O + CO_2.$$

■ ***Опыт.*** Поместите в пробирку немного гидроугленатриевой соли $NaHCO_3$, вставьте пробку с изогнутой газоотводной трубкой, конец которой погрузите в стакан с известковой водой.

Нагрейте соль в пробирке. Выделяющийся газ мутит известковую воду. ■

На производстве выделяющийся при прокаливании углекислый газ, так же как и аммиак, не теряется, а идет обратно в производство.

Таким образом *единственным отбросом* производства является хлористый кальций $CaCl_2$.

Аммиачный способ производства соды был разработан бельгийским инженером Сольвэ́ (Solvay, 1838—1922).

Все основные процессы производства соды по способу Сольвэ: насыщение рассола аммиаком, реакция между полученным раствором и углекислым газом, регенерация аммиака, — идут в высоких *башнях-колоннах*, в которых газы двигаются снизу вверх навстречу протекающим через колонны жидкостям.

Кристаллическая сода $Na_2CO_3.10H_2O$, применяемая для стирки белья, готовится растворением кальцинированной соды в воде и кристаллизацией полученного раствора.

Двууглекислая сода, получаемая в процессе производства соды аммиачным способом, — не чистая. Для получения чистой двууглекислой соды, применяемой как лекарство, в раствор хорошо растворимой очищенной средней соли пропускают углекислый газ. Менее растворимая кислая соль выпадает в виде осадка.

Производство соды может быть *скомбинировано с производством синтетического аммиака.*

Здесь используется раствор угольной кислоты, получающийся при конверсии окиси углерода, и синтетический аммиак. Кроме этих продуктов, требуется поваренная соль. Аммиак здесь не регенерируется, а все время расходуется, получающийся же хлористый аммоний выделяется упариванием раствора и выпускается как азотное удобрение. Следовательно производство совсем не требует известняка. Таким образом, с одной стороны, используются отходы аммиачного завода, и, с другой стороны, самое производство соды идет здесь без всяких отбросов, что является высшим достижением всякого химического производства.

Большой интерес представляет разработка аммиачного метода для переработки на соду *природного сульфата натрия* Na_2SO_4, добываемого в заливе Кара-Богаз-Гол (стр. 286).

Процесс с Na_2SO_4 может итти так же, как и с NaCl, но вместо NH_4Cl будет получаться без расхода дефицитной серной кислоты сульфат аммония $(NH_4)_2SO_4$, являющийся более ценным азотным удобрением, чем хлористый аммоний, который для некоторых культур непригоден.

Таковы перспективы развития производства соды в СССР.

В заключение следует отметить, что среди неисчерпаемых природных богатств СССР имеется и готовая *природная сода* — в Западной Сибири, в Славгородском районе. Сода содержится в воде имеющихся здесь соляных озер и частью залегает в твердом виде на дне озер. Запасы определяют в 10 млн. т. Намечено строительство заводов для разработки этих запасов природной соды, которая до настоящего времени добывалась лишь кустарным способом.

3. Калий. Знакомясь со щелочами, легко заметить большое *сходство* едкого натра NaOH и едкого кали KOH. По внешнему виду их различить невозможно, да и свойства у них почти одинаковые — оба хорошо растворяются в воде, оба — сильные щелочи, оба дают раствор, мыльный наощупь, сильно разъедающий кожу и т. д. Едкий натр и едкое кали гораздо более сходны между собою, чем с другими щелочами — едкой известью $Ca(OH)_2$ и едким баритом $Ba(OH)_2$.

При электролизе расплавленного едкого кали может быть получен и самый *металл калий*. По своим свойствам калий имеет *большое сходство с натрием*. Это также мягкий металл, режущийся ножом. Разрез, как и у натрия, имеет в первый момент металлический блеск, быстро пропадающий вследствие окисления. Калий, как и натрий, очень легкоплавок, легче воды. Он плавает на воде и сильно с нею реагирует.

Отличие от натрия то, что калий еще легче натрия (уд. в. 0,86), еще легче плавится (т. пл. 63,5°), еще сильнее реагирует с водой. Если калий опустить в стакан с водой, то благодаря выделяющемуся при реакции теплу водород и калий загораются. Калий горит *фиолетовым* (в отличие от натрия) пламенем. Горение кончается легким взрывом. Поэтому, опустив калий на воду, стакан следует сейчас же закрыть воронкой (рис. 230).

При реакции образуется едкое кали:

$$2K + 2H_2O = 2KOH + H_2.$$

Калий, так же как и натрий, горит в кислороде, в хлоре и в парах серы, образуя соединения, очень похожие на соединения натрия.

Весьма *сходны* между собою и другие соединения калия и натрия. Так, поташ K_2CO_3 похож на соду Na_2CO_3, хлористый калий KCl очень похож на поваренную соль NaCl: у хлористого калия также соленый вкус, но сопровождающийся некоторым чувством жжения.

Азотнокалиевая соль KNO_3 сходна с азотнонатриевой $NaNO_3$. Обе они носят название *селитры*. Азотнонатриевая соль, как уже известно, называется чилийской селитрой, так как большие залежи ее находятся в Чили (Южная Америка). Натриевая селитра отличается от калиевой своей гигроскопичностью — она легко отсыревает.

Калий является одним из элементов, *необходимых растениям.* Растения получают соединения калия из почвы, всасывая их растворы своими корнями.

Но растворимых соединений калия в почве немного. На возделываемой почве, с которой ежегодно снимаются урожаи, растения часто начинают испытывать недостаток в соединениях калия. Они начинают плохо расти и приносят меньший урожай.

Поэтому растворимые соли калия для многих почв применяются в сельском хозяйстве как *минеральные удобрения.*

Одним из таких удобрений является *зола растений*, содержащая полученный растениями из почвы калий в виде углекалиевой соли, или *поташа* K_2CO_3. В золе содержатся также и соли фосфорной кислоты, как фосфорнокальциевая соль $Ca_3(PO_4)_2$. Поэтому зола является ценным удобрением. Содержание фосфора и калия в золе различных растений различно. Больше всего эти элементы содержатся в золе, полученной при сжигании соломы, меньше — в золе хвойных деревьев, еще меньше — в золе лиственных деревьев и очень мало — в золе каменного угля и торфа.

Поташ применяется: при производстве некоторых сортов стекла, жидкого мыла, солей калия и едкого кали и т. д.

В СССР поташ получается, главным образом, из золы растений. Больше всего поташа дает зола, получаемая из стеблей и „тарелок“ подсолнечника, которые сжигаются после вылущивания из них семян.

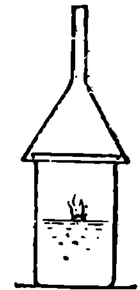


Рис. 230.

В качестве минерального калийного удобрения большую ценность представляют природные *залежи* растворимых соединений калия. Но таких залежей, в противоположность залежам соединений натрия, как поваренная соль, в природе немного. До недавнего времени единственным значительным источником калийных солей были залежи хлористого калия, найденные в Германии, около Стассфурта (в районе Магдебурга), откуда хлористый калий вывозился как минеральное удобрение во все страны, включая и Америку.

Для социалистического сельского хозяйства СССР калийные удобрения представляют громадное значение. Поэтому Советским правительством была организована исследовательская работа по изысканию у нас залежей калийных солей. Эта работа привела к открытию в 1926 г. богатейших залежей хлористого калия в верховьях Камы, близ Соликамска (см. карту). Эти залежи во много раз превосходят стассфуртские и более чем в 5 раз — мировые залежи соединений калия.

В Соликамском районе полным ходом работают калийные рудники, которые уже в 1936 г. дали 1 797 000 *т* калийных солей.

Таким образом мы совершенно освободились от импорта калийных солей и можем значительно поднять наши урожаи. Следует отметить, что в 1935 г. открыты еще залежи солей калия около г. Чкалова, в толще Илецких соляных отложений.

Хлористый калий находится в залежах в виде минералов — *сильвинита*, в состав которого входят хлористый калий KCl и хлористый натрий NaCl, и *карналлита*, состоящего из хлористого калия KCl и

хлористого магния $MgCl_2$. Последний минерал может служить не только источником для получения калия, но и источником для получения соединений магния, а также металла магния, приобретающего большое значение. Магний входит в состав легких сплавов, нужных для авиации.

Залежи хлористого калия образовались одновременно с соликамскими залежами поваренной соли при медленном усыхании морей отдаленных геологических эпох. Вследствие различия в растворимости KCl и NaCl, соли отлагались отдельными слоями, образуя минералы галит (NaCl), сильвинит и карналлит.

Из солей калия следует отметить еще двойные соли — квасцы: $KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ — алюминиевые квасцы, $KCr(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ — хромовые квасцы.

Алюминиевые квасцы применяются в больших количествах для выделки сыромятной кожи, идущей на ремни и сбрую, для проклейки бумаги и для протравливания тканей в красильном деле.

Хромовые квасцы применяются при выделке кожи — „хромовая кожа", „хром".

4. Щелочно-земельные металлы. Элементы II группы периодической системы: магний Mg, кальций Ca, стронций Sr, барий Ba и радий Ra носят название щелочно-земельных металлов. Все они — элементы *двувалентные.* Как и щелочные металлы, они принадлежат к числу активных элементов, но они менее активны, чем щелочные металлы.

С соединениями большинства из этих металлов мы неоднократно встречались и здесь о них лишь напомним.

Гидраты окислов их — *сильные основания*, но слабее, чем гидраты окислов щелочных металлов. Наиболее слабое основание — $Mg(OH)_2$.

Углекислые соли их, в противоположность углекислым солям щелочных металлов, не растворимы в воде.

Все щелочно-земельные металлы, кроме Mg, вытесняют из воды водород при обыкновенной температуре, Mg — при нагревании до 100°. В природе в свободном виде не встречаются.

5. Магний. Магний — серебристо-белый, легкий металл. На воздухе постепенно окисляется. Будучи накален, загорается и горит ослепительно-белым пламенем.

В природе встречается в виде соединений: углемагниевая соль $MgCO_3$ (минерал магнезит), серномагниевая соль $MgSO_4 \cdot 7H_2O$ — горькая соль, придающая горький вкус морской воде, карналлит — $MgCl_2 \cdot KCl$ и др.

Магний получается путем электролиза расплавленного карналлита. Металлический магний применяется для приготовления смесей, дающих вспышку при фотографировании.

Магний входит в состав легких сплавов (уд. вес магния 1,74), имеющих особо важное значение в авиации.

Сплав магния с 6% алюминия, 1% цинка и небольшими количествами марганца и меди — *электрон* — отличается большой твердостью и вязкостью и идет на изготовление изделий, где требуется сочетание легкости и прочности.

Сплав алюминия с 30% магния — *магналий* — применяется при производстве точных приборов, например аналитических весов.

6. Кальций. Кальций похож цветом на никкель, по твердости почти равен меди. Применяется с недавнего времени как составная часть

сплавов для подшипников. Небольшая примесь кальция к свинцу придает последнему нужные для подшипникового металла качества. Кальций в 1,5 раза тяжелее воды, на воздухе быстро окисляется, превращаясь за счет влаги воздуха в $Ca(OH)_2$.

Соединения кальция весьма распространены в природе; таковы — известняк, мел, мрамор $CaCO_3$, гипс $CaSO_4 \cdot 2H_2O$, фосфориты $Ca_3(PO_4)_2$ и др. Соединения кальция, главным образом, $CaCO_3$, всегда содержатся в почве.

Получается кальций при помощи электролиза расплавленного хлористого кальция.

Окись кальция CaO (жженая известь) применяется в строительном деле. Получается из природной углекальциевой соли прокаливанием.

Жженая известь „гасится" водой, превращаясь в гашеную известь $Ca(OH)_2$. Гашеная известь мало растворима в воде и является более слабой щелочью, чем едкий натр и едкое кали.

Смесь $Ca(OH)_2$ с песком и водой образует так называемый „известковый раствор", который при постройках может служить материалом для скрепления кирпичей (теперь для этого обычно пользуются цементом), а также употребляется для штукатурки.

Гашеная известь $Ca(OH)_2$ поглощает из воздуха углекислый газ и постепенно твердеет, превращаясь в $CaCO_3$:

$$Ca(OH)_2 + CO_2 = CaCO_3 + H_2O.$$

Из солей кальция большое значение имеет сернокальциевая и углекальциевая соли.

Сернокальциевая соль встречается в виде *гипса*, содержащего две молекулы кристаллизационной воды — $CaSO_4 \cdot 2H_2O$. *Гипс* — распространенный минерал, встречается во многих местах, иногда в виде целых гор. Кристаллы гипса бесцветны, прозрачны и отличаются малой твердостью — царапаются ногтем. Мелкокристаллическая разновидность белого цвета носит название — *алебастр*.

Обожженный при температуре не выше 170° и потерявший часть кристаллизационной воды (стр. 148) гипс применяется для различных украшений, для отливки статуй и т. п. Менее чистые сорта гипса и алебастра, под названием „алебастр", идут в штукатурку для стен, для выделки искусственных строительных материалов и т. п.

Если гипс „пережечь", т. е. нагреть выше 200°, то он теряет кристаллизационную воду полностью и обратно ее присоединяет с трудом.

Углекальциевая соль широко распространена в природе и встречается в виде различных горных пород.

Наиболее чистая природная разновидность *углекальциевой соли* — минерал *известковый шпат*, или *кальцит*. Иногда встречаются хорошо образованные, совершенно бесцветные и прозрачные кристаллы известкового шпата, имеющие форму ромбоэдров (рис. 231). Это так называемый *исландский шпат* (встречается в Исландии), применяемый в оптических инструментах. [1]

---

[1] Приборы для поляризации света: поляриметры, поляризационные микроскопы и др. — рассматриваются в курсе физики.

Кальцит является основным минералом разнообразных горных пород, состоящих из углекальциевой соли.

Это, прежде всего, различные *известняки*.

Все известняки являются отложениями морей отдаленных геологических эпох, морей, находившихся когда-то в тех местах, где теперь мы видим пласты и целые горы известняка и мела.

Меловые горы находятся, например, на Волге, ниже Ульяновска, в районе Харькова (близ Белгорода), вдоль берегов Дона и в других местах.

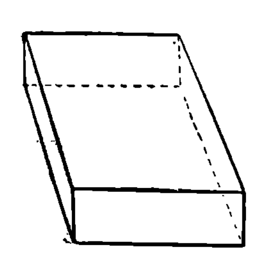


Рис. 231. Кристалл исландского шпата.

Известняки и мел образовались из остатков морских организмов — из раковин моллюсков, скорлупок и панцырей микроскопических организмов (рис. 232), из кораллов, из обломков скелетов иглокожих и т. п. Остатки всех этих животных мы находим в слоях известняков.

Известняк применяется как строительный материал и для выжигания извести. Мел применяется как белая краска для писания, для чистки и полировки, а также в качестве углекальциевой соли в различных химических производствах.

Путем происходящих в природных условиях растворения и кристаллизации из аморфных известняков получились *кристаллические известняки*, где среди плотной массы известняка имеются мелкие кристаллы кальцита. Наконец встречаются сплошные кристаллические массы — *мрамор*.

Углекальциевая соль часто является также связующим материалом различных других горных пород, как некоторые *песчаники*, где главная масса породы состоит из зерен песка — кремнезема SiO_2, связанного известняком.

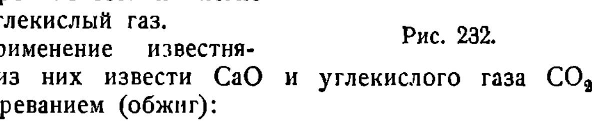
Известняки с большой примесью глины носят название *мергелей* и идут на изготовление цементов (стр. 240).

Известняки, в состав которых, кроме углекальциевой соли $CaCO_3$, входит углемагниевая соль $MgCO_3$, называются *доломитами*.

Известняки легко отличить от других пород при помощи слабого раствора соляной кислоты, от которой известняки легко „вскипают“, выделяя углекислый газ.

Рис. 232.

Очень важное применение известняков — это получение из них извести CaO и углекислого газа CO_2 при разложении их нагреванием (обжиг):



$$CaCO_3 = CaO + CO_2.$$

■ ***Опыт 1.*** Накалите плоский кусочек мрамора или известняка в пламени примуса или в пламени спиртовки, в которое вдувайте воздух при помощи паяльной трубки. Старайтесь накаливать наиболее тонкие, острые края кусочка.

Нацело обжечь в таких условиях известняк не удается, но частично он разлагается.

Когда заметите, что вам удалось накалить края кусочка до ярко-красного каления, бросьте кусочек в пробирку с небольшим количеством красного раствора лакмуса. От образовавшейся щелочи лакмус синеет. Убедитесь, что непрокаленный мрамор на лакмус не действует. ■

Известь применяется в громадных количествах не только как строительный материал, но и *в целом ряде производств.*

В содовом производстве (стр. 289), в производстве едкого натра, хлорной извести, кальциевой селитры, карбида кальция, для очистки свекловичного сока на сахарных заводах, при варке стекла, для удаления волоса с кожи (в кожевенной промышленности), в металлургической промышленности при выплавке чугуна (как плавень), при переделке чугуна на сталь по способу Томаса, о чем будет сказано ниже.

Получающийся при обжиге известняков *углекислый газ* тоже имеет обширные применения (стр. 230).

Углекальциевая соль в чистой воде не растворима, но растворяется в воде, содержащей раствор угольной кислоты. При этом получается кислая углекальциевая соль или гидроуглекальциевая соль $Ca(HCO_3)_2$:

$$CaCO_3 + H_2CO_3 = Ca(HCO_3)_2.$$

В гидроуглекальциевой соли кальций соединен с одновалентным остатком (HCO_3) так же, как и натрий — в гидроугленатриевой соли $NaHCO_3$.

Гидроуглекальциевая соль отличается от нормальной тем, что растворяется в воде. Образование гидросоли легко наблюдать, если пропускать CO_2 в раствор извести $Ca(OH)_2$.

■ ***Опыт 2.*** Разбавьте насыщенный раствор извести, известковую воду, равным объемом воды и пропускайте в раствор углекислый газ. Опыт лучше производить в стаканчике, но можно и в пробирке (не слишком узкой). Наблюдайте происходящие явления. ■

Сначала образуется осадок нерастворимой нормальной соли $CaCO_3$, и раствор мутится. При дальнейшем же пропускании в раствор CO_2 получается *гидросоль:* образовавшаяся муть пропадает, и раствор делается прозрачным. Поэтому часто говорят, что углекальциевая соль растворяется в воде, содержащей углекислый газ.

■ ***Опыт 3.*** Нагрейте полученный при опыте 2 раствор гидросоли до кипения и кипятите некоторое время. В жидкости появляется муть. ■

Гидроуглекальциевая соль — вещество *непрочное.* Она легко разлагается, если избыток углекислого газа удаляется из раствора. При нагревании или при продолжительном стоянии на воздухе при обыкновенной температуре прозрачный раствор гидросоли снова мутнеет, так как гидросоль разлагается на нормальную соль $CaCO_3$ и на CO_2 и H_2O:

$$Ca(HCO_3)_2 = CaCO_3 + H_2O + CO_2.$$

Вышеприведенные реакции объясняют происходящий в земной коре *перенос углекальциевой* соли с места на место. Вода, содержащая угле-

кислый газ, растворяет нормальную соль (известняк, мрамор, мел). Когда же углекислый газ выделяется из раствора, образующаяся гидросоль разлагается и выпадает нормальная соль, образуя различные минеральные формы: *сталактиты, известковый туф* и др.

Природная вода, содержащая в растворе гидроуглекальциевую соль $Ca(HCO_3)_2$ или сернокальциевую соль $CaSO_4$ — гипс, называется *жесткой* водой. Вода же, содержащая мало кальциевых солей или совсем их не содержащая, называется *мягкой*.

Жесткая вода не имеет неприятного вкуса, но в ней плохо развариваются овощи, так как содержащиеся в них белковые вещества образуют с кальцием нерастворимые соединения. На ней плохо настаивается чай. Мыло при реакции обмена с кальциевыми солями дает нерастворимое кальциевое мыло. Поэтому в жесткой воде мыло не пенится и плохо моет.

Мыло состоит из солей щелочных металлов и так называемых жирных кислот, одна из которых нам известна, — это стеариновая кислота $H(H_{35}C_{18}O_2)$.

В обычном мыле содержится стеариновонатриевая соль $Na(H_{35}C_{18}O_2)$. При реакции между этой солью и солями кальция получается осадок нерастворимой стеариновокальциевой соли в виде белых хлопьев:

$$2Na(H_{35}C_{18}O_2) + Ca(HCO_3)_2 = Ca(H_{35}C_{18}O_2)_2 + 2NaHCO_3.$$

При кипячении жесткой воды образуется *накипь* в самоварах, кастрюлях, паровых котлах. Накипь в паровых котлах представляет большую опасность, так как железо под слоем накипи сильно накаливается, и в случае образования в накипи трещины вода приходит в соприкосновение с накаленным железом, давление внезапно повышается, и может произойти взрыв котла.

Кроме того, на прогревание котла с накипью затрачивается больше топлива, а железо котла быстрее прогорает. Поэтому для питания паровых котлов жесткую воду приходится „смягчать".

Для *смягчения воды*, содержащей гидроуглекальциевую соль, к воде прибавляют *известь*. При реакции с известью гидросоль превращается в нормальную соль:

$$Ca(HCO_3)_2 + Ca(OH)_2 = 2CaCO_3 + 2H_2O,$$

нерастворимая же нормальная соль выпадает в осадок.

Для удаления сернокальциевой соли к воде прибавляют соду Na_2CO_3:

$$CaSO_4 + Na_2CO_3 = CaCO_3 + Na_2SO_4.$$

Нерастворимая углекальциевая соль $CaCO_3$ выпадает в осадок, и вода делается „мягкой".

7. Стронций и барий. Стронций и барий по свойствам близки к кальцию, но являются металлами более активными. Однако они все же менее активны, чем щелочные металлы. Гидраты окислов их $Sr(OH)_2$ и $Ba(OH)_2$ являются более сильными щелочами, чем $Ca(OH)_2$. Они лучше растворимы в воде.

В группе щелочно-земельных металлов, так же как в группе щелочных металлов и как вообще во всех группах периодической системы, по мере увеличения атомного веса нарастают металлические свойства.

$BaSO_4$ применяется как белая краска „бланфикс" (стр. 109) и входит в состав краски литопона — смеси $BaSO_4$ и ZnS (стр. 109).

Сернобариевая соль $BaSO_4$ встречается в виде минерала тяжелого шпата. При производстве красок нечистая природная соль восстанавливается углем до BaS, а затем очищенный раствор осаждают сернокислыми солями. Это дает лучший материал, чем измельчение природной соли.

Задача. Напишите равенства реакций восстановления и обратного получения $BaSO_4$.

Соли бария и стронция применяются в пиротехнике (бенгальские огни, фейерверки), так как они окрашивают пламя в яркие цвета: соли бария — в зеленый, стронция — в красный.

XXII. МЕДЬ.

Медь Cu относится к металлам I группы периодической системы элементов, но находится не в первой подгруппе, которую составляют щелочные металлы, а во второй, вместе с серебром Ag и золотом Au. Металлы второй подгруппы расположены не в начале, а в середине больших периодов, и потому по свойствам сильно отличаются от щелочных металлов. Медь, как и щелочные металлы, дает соединения как одновалентный элемент, однако, более известен ряд соединений, где она двувалентна. Серебро во всех своих соединениях одновалентно (только с фтором недавно удалось получить соединения AgF_2), золото же может давать соединения и как одновалентный и как трехвалентный элемент. Переменная валентность вообще характерна для металлов, находящихся в середине больших периодов.

1. Свойства меди, ее распространение в природе и получение. Медь является одним из двух яркоокрашенных металлов: Cu и Au. Медь „красного" цвета. Медь — мягкий металл, она ковка при обыкновенной температуре и весьма тягуча. Медь немного тяжелее железа, но плавится при более низкой температуре (стр. 271).

Медь очень хороший проводник электрического тока. Она стоит на первом месте после серебра (стр. 272).

При обыкновенной температуре медь сухим воздухом не окисляется, но при нагревании выше 300° начинает покрываться черным налетом окиси меди CuO. Если же накалить медь до яркокрасного каления, черная окись меди переходит в бурую закись меди Cu_2O.

Во влажном воздухе медь зеленеет, покрывается слоем основной углемедной соли $Cu_2(OH)_2CO_3$, или $CuCO_3.Cu(OH)_2$, образующейся при участии углекислого газа воздуха.

В городах, где в воздухе есть примесь сернистого газа, зеленый налет состоит обыкновенно из зеленой основной серномедной соли $CuSO_4.2Cu(OH)_2$.

Медь известна с незапамятных времен. Это, повидимому, первый металл, который был применен доисторическим человеком для производства орудий и утвари. Медь, подобно серебру и золоту, изредка встречается в самородном состоянии и благодаря ее мягкости и ковкости могла подвергаться обработке первобытными орудиями. Помимо чистой меди, доисторический человек применял сплав меди с оловом —

бронзу (стр. 275), которую впервые получил, вероятно, случайно. Бронза сравнительно легко плавится, и из нее доисторический человек мог отливать топоры и другие орудия, оружие, инструменты. „Бронзовый век" сменил собою „каменный век", когда орудия делались из камня.

В настоящее время медь — один из самых важных промышленных металлов — добывается из руд. Чистая медь как хороший проводник электрического тока находит широкое применение в электропромышленности. Из красной меди делают кухонную посуду и сосуды для некоторых отраслей промышленности (например, для сахарного и конфетного производства). Из чистой меди готовят гальваническим способом (гальванопластика) типографские клише, но главная масса добываемой меди идет на приготовление сплавов — латуни (стр. 275), бронзы и др.

Соединения меди довольно распространены в природе, но редко встречаются в больших количествах. Руды меди бывают обыкновенно вкраплены в другие горные породы небольшими участками. Самые богатые руды редко содержат более 4% Cu. Поэтому при выплавке меди из руд их обыкновенно предварительно подвергают флотации (стр. 176).

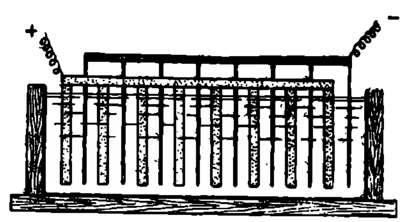


Рис. 233. Ванна для рафинирования меди (разрез).

Важнейшие медные руды: медный колчедан $Cu_2S.Fe_2S_3$, медный блеск Cu_2S, красная медная руда, или куприт, Cu_2O и малахит, основная углемедная соль, $CuCO_3.Cu(OH)_2$ — красивый зеленый камень с темными прожилками, хорошо полирующийся и применяемый для выделки украшений.

Наибольшие количества медных руд находятся в США и в Чили. В СССР наиболее ценные месторождения находятся на Урале, на Кавказе, на Алтае и близ озера Балхаш в Казахской ССР.

Из кислородных руд медь восстанавливается углем. Выплавка меди из сернистых руд является сложным процессом, на котором мы останавливаться не будем.

Выплавленная из руды медь всегда содержит много примесей, и ее приходится очищать — рафинировать. Рафинирование меди производится обычно посредством электролиза. Из „сырой" меди отливаются большие, толстые пластины, служащие в качестве анодов. Катоды делаются из тонких пластин чистой меди. Аноды и катоды подвешиваются в большом числе в длинные ванны (рис. 233), в которые в качестве электролита наливается раствор медного купороса и серной кислоты.

При прохождении электрического тока чистая медь оседает на катодах, у анодов же остаток серной кислоты (SO_4) с медью анода дает $CuSO_4$. Концентрация $CuSO_4$ в ванне таким образом не уменьшается, аноды же постепенно растворяются, причем посторонние примеси садятся на дно ванны в виде ила (шлам), нередко содержащего серебро и золото, которые из него затем извлекаются.

2. Соединения меди. Медь образует два ряда соединений — соединения одновалентной меди, или соединения закиси, и соединения двувалентной меди, или соединения окиси. Соединения одновалентной

меди часто являются нестойкими и легко окисляются в соединения окиси. Нам знакома закись меди Cu_2O, получающаяся при окислении меди при высокой температуре (стр. 48, 51 и 97). Закисная сернистая медь Cu_2S получается при соединении меди с серой (рис. 224, стр. 278).

Окись меди CuO, черного цвета, получается: при окислении меди кислородом воздуха при нагревании ниже температуры красного каления, при разложении углемедной соли (стр. 234), при разложении нагреванием гидрата окиси меди $Cu(OH)_2$. Гидрат окиси меди очень легко разлагается, даже при нагревании под водой.

■ ***Опыт.*** Возьмите в пробирку немного раствора медного купороса и прилейте раствор едкого натра до образования голубого студенистого осадка гидрата окиси меди $Cu(OH)_2$. Нагрейте пробирку с осадком в пламени спиртовой лампочки. Осадок чернеет вследствие разложения гидрата окиси меди. Напишите равенства происшедших реакций. ■

Серномедная соль. Серномедная соль, как уже известно, кристаллизуется с 5 молекулами воды в виде соли $CuSO_4.5H_2O$, которая носит обыденное название медный купорос или „синий камень".

Медный купорос получается растворением окиси меди в разбавленной серной кислоте: $CuO + H_2SO_4 = CuSO_4 + H_2O$, а также при нагревании меди с концентрированной серной кислотой (стр. 163).

Медный купорос как ядовитое вещество применяется в больших количествах для уничтожения паразитов, вредящих плодовым деревьям и виноградникам. В обезвоженном виде он применяется для протравливания семян, чтобы убить гнездящихся на них вредителей полей (головню). Из медного купороса готовится углемедная соль (стр. 234), применяемая для сухого протравливания семян, и „бордосская жидкость", являющаяся наилучшим средством в борьбе с вредителями огородов и садов. Бордосская жидкость получается смешиванием раствора медного купороса с известковым молоком. Медный купорос применяется так же, как протрава, при крашении, особенно шерсти, в гальванических элементах, в гальванопластике и т. п.

XXIII. АЛЮМИНИЙ.

Из металлов III группы периодической системы элементов мы остановимся на алюминии.

Алюминий в настоящее время по своим ценным свойствам является важнейшим из цветных металлов. В то же время он является металлом, самым распространенным в природе. Вспомним, что в составе земной коры алюминий стоит на третьем месте, он следует за кислородом и кремнием.

1. Алюминий в природе. Свойства алюминия. Алюминий в природе в свободном виде не встречается. Он входит в состав наиболее распространенных минералов и горных пород, как *полевые шпаты, слюды, нефелин, глины, бокситы.*

Безводная окись алюминия Al_2O_3 встречается в виде *корунда, наждака* и драгоценных камней — голубого *сапфира* и красного *рубина.*

По внешнему виду алюминий всем хорошо знаком по алюминиевым ложкам, кружкам, кастрюлям и т. д. Чистый алюминий — серебристо-

белый металл чуть заметный с синеватым оттенком. Поверхность алюминия всегда несколько тусклая, так как он быстро покрывается на воздухе стекловидной пленкой окиси, предохраняющей его от дальнейшего окисления.

Алюминий принадлежит к числу легких металлов. Его удельный вес 2,7.

Алюминий легко плавится (около 660°); в расплавленном состоянии мало окисляется, так как и в данном случае пленка окиси предохраняет его от окисления. При 100—150° и даже без нагревания алюминий хорошо куется, прокатывается в листы и вытягивается в проволоку.

По химическим свойствам алюминий принадлежит к активным металлам (стр. 279) и только благодаря пленке окиси кажется мало активным химически.

Легко показать, что если *нарушить цельность пленки* окиси, то алюминий быстро *окисляется* кислородом воздуха.

Для этого алюминиевую пластинку или проволоку очищают с поверхности погружением в горячий раствор едкого натра, растворяющего как пленку, так и самый металл. Затем, сполоснув водой, опускают не надолго в раствор азотнортутной соли $Hg(NO_3)_2$, снова споласкивают водой и вытирают насухо.

Алюминий вытесняет ртуть и образует сплав с ртутью, который покрывает поверхность алюминия. Благодаря этому защитная пленка не образует плотного цельного слоя, и алюминий покрывается серым налетом окиси, которая на наших глазах растет на алюминии в виде рыхлой массы, отваливается и снова нарастает.

Ртуть и ее соединения являются *опасным ядом для алюминиевых изделий,* и их следует оберегать от этого яда.

Сплавы алюминия менее стойки по отношению к коррозии, чем чистый алюминий.

2. Соединения алюминия. Окись алюминия Al_2O_3, глинозем, как уже сказано, встречается в природе.

Все разновидности безводной окиси алюминия отличаются большой твердостью. Корунд и наждак имеют широкое применение в качестве „абразивных материалов" для обработки и точки твердых металлов (в виде брусков, кругов, конусов, наждачной бумаги), для шлифовки твердых каменных пород на гранильных фабриках и т. д.

Кристаллическая окись алюминия получается тоже искусственно — плавкой водной окиси алюминия (боксита) с углем в электрической печи. Искусственный корунд дешевле и лучше по качеству естественного, который сравнительно мало распространен в природе. Искусственный корунд носит технические названия: алундум, алоксит, абразит и т. д. Абразивные материалы в настоящее время имеют гораздо большее значение, чем в сравнительно недавнее время, так как без них невозможна обработка новейших твердых сплавов.

Гидрат окиси алюминия $Al(OH)_3$ получается при реакции обмена солей алюминия с едкими щелочами.

■ *Опыт 1.* Возьмите в пробирку немного раствора серноалюминиевой соли и приливайте к нему понемногу раствор едкого натра. Получается белый коллоидный осадок $Al(OH)_3$:

$$Al_2(SO_4)_3 + 6NaOH = 2Al(OH)_3 + 3Na_2SO_4.$$

При дальнейшем прибавлении едкого натра этот осадок неожиданно начинает растворяться и, наконец, совсем исчезает. ■

Растворение гидрата окиси алюминия в едких щелочах — *совершенно новое* для нас явление. Оно объясняется тем, что гидрат окиси алюминия, являясь основанием, в то же время может играть и роль кислоты.

При реакции между гидратом окиси алюминия и едким натром получается соединение, в котором алюминий оказывается в кислотном остатке.

Гидрат окиси алюминия $Al(OH)_3$ мы можем считать и *основанием* и *алюминиевой кислотой*. В последнем случае удобнее будет писать его формулу так, как мы привыкли писать формулы кислот — H_3AlO_3. Тогда реакцию между гидратом окиси алюминия и едким натром можно будет изобразить так:

$$H_3AlO_3 + 3NaOH = Na_3AlO_3 + 3H_2O.$$

Полученное вещество Na_3AlO_3 является солью алюминиевой кислоты. Соли алюминиевой кислоты носят обычно название — *алюминаты*.

Гидрат окиси алюминия легко теряет молекулы воды, образуя „метаалюминиевую кислоту“:

$$H_3AlO_3 = HAlO_2 + H_2O.$$

Алюминаты в большинстве случаев являются солями этой кислоты. Такой алюминат получается при растворении алюминия в едкой щелочи:

$$2NaOH + 2H_2O + 2Al = 2NaAlO_2 + 3H_2.$$

Этой реакцией иногда пользуются для получения водорода.

■ *Опыт 2.* Облейте в пробирке кусочки или порошок алюминия раствором едкого натра и наблюдайте выделение водорода. ■

Кроме алюминия, такой же двойственный характер имеют и некоторые другие гидраты окислов металлов, как $Zn(OH)_2$, $Pb(OH)_2$, $Cr(OH)_3$. Подобные гидраты окислов металлов носят название — **амфотерные** гидраты окислов.

С солями алюминия как металла мы неоднократно встречались раньше и здесь их рассматривать не будем.

3. Выплавка алюминия. Алюминий добывается электролизом *окиси алюминия*, получаемой в чистом виде из бокситов.

Так как чистая окись алюминия крайне тугоплавка, то для электролитического получения алюминия окись алюминия растворяют в расплавленном минерале *криолите*.

Криолит — это сложная соль, соединение одной молекулы фтористого алюминия с тремя молекулами фтористого натрия: $AlF_3.3NaF$.

Реакцию производят в электрической ванне, которая устраивается довольно просто (рис. 234 — разрез). Железный ящик выложен внутри огнеупорным кирпичом (тепловая изоляция) и затем плотным прессованным углем, в который заложена медная пластина, соединяемая с отрицательным полюсом динамомашины (катодная шина).

В ванну погружен ряд толстых призм из плотного угля, насаженных на железные стержни, которые укреплены на горизонтальной перекла-

дине, соединенной с положительным полюсом динамомашины (анодная шина).

Ванну загружают криолитом и пропускают электрический ток. От электрического тока криолит нагревается и плавится. После того как криолит расплавился, добавляют окись алюминия (глинозем), которая в криолите растворяется и под влиянием тока разлагается на элементы:

$$2Al_2O_3 = 4Al + 3O_2.$$

На дне выделяется металлический алюминий, который вычерпывается железной ложкой. На угольных электродах выделяется кислород. Кислород, соединяясь с углеродом электродов, образует окись углерода CO, которая выделяется прямо на воздух и сгорает.

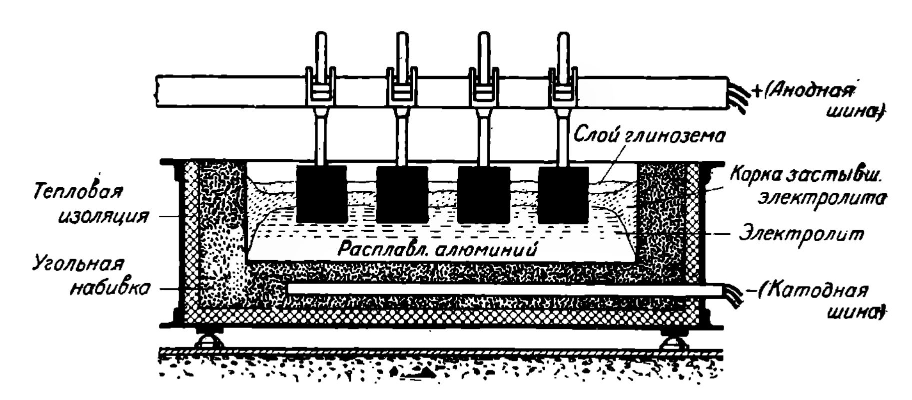


Рис. 234. Ванна для выплавки алюминия.

4. Применения алюминия. Алюминиевой промышленности в Советском Союзе уделяется большое внимание, потому что алюминий находит себе такое громадное применение, как, пожалуй, ни один из цветных металлов, причем применение алюминия настолько быстро растет, что он может быть назван металлом будущего. Трудно, да и едва ли нужно, перечислять все, что делают из алюминия, достаточно остановиться на основном, чтобы иметь возможность по справедливости оценить роль этого металла и его значение в хозяйстве страны.

Алюминий применяется прежде всего в транспорте как легкий металл. Самолеты и дирижабли делаются из сплавов алюминия. Автомобили и грузовики из алюминия получаются более легкими и более грузоподъемными. Трамваи за границей иногда целиком делают из алюминия, чем достигается большая прочность, легкость и изящество.

В США делают из алюминия мебель — столы, стулья, шкафы и т. д., используют алюминий при постройке домов — на крыши, своды, карнизы, подоконники, оконные рамы, двери, притолоки, решетки. Из алюминия делаются мачты, подъемные краны, баки для нефти и керосина, для различных растворов и жидкостей, например, уксусной кислоты. Алюминий применяется вместо меди для электрических проводов. Есть и еще целый ряд применений алюминия: для химической аппаратуры, для домашней утвари, вплоть до пепельниц, фляжек, ламп и т. д.

При высокой температуре алюминий является *сильным восстановителем.* Он может отнимать кислород от окислов металлов. Например, если смесь порошка алюминия с измельченной окисью железа очень сильно нагреть в одном месте, то в смеси начинается экзотермическая реакция, распространяющаяся по всей массе, которая сильно раскаляется. Температура поднимается выше 3000°:

$$Fe_2O_3 + 2Al = Al_2O_3 + 2Fe + 185 \text{ ккал.}$$

Образующиеся Fe и Al_2O_3 получаются в расплавленном состоянии.

Этим способом получается очень чистое, не содержащее углерода железо.

Смесью порошков алюминия и окиси железа, известной в производстве под названием *термита*, пользуются для сваривания железа. Особенно большое применение имеет термит при сваривании трамвайных рельсов, при починках сломанных частей машин и т. п. Не разбирая машины, поломанное место окружают коробкой из огнеупорной глины. В коробку затем вливают из тигля полученное при помощи термита расплавленное железо. Благодаря очень высокой температуре расплавленного железа оно сплавляется с починяемыми частями, соединяя их в одно целое (рис. 235). По остывании остается только удалить лишнее железо.

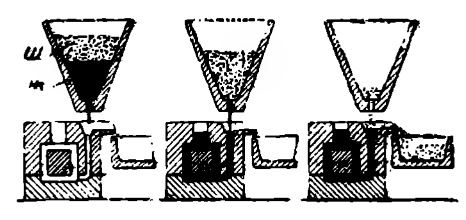


Рис. 235. Сварка термитом (схематический разрез).

Термитом наполняется тигель. После реакции расплавленное железо (*ж*) стекает в форму, окружающую свариваемую часть. Шлак (*ш*) стекает в сторону.

Термит имеет применение в военном деле для зажигательных снарядов. Преимущество термита перед фосфором (стр. 207) заключается в том, что термит прожигает железные крыши и вызывает пожары там, где фосфор и другие вещества оказываются недействительными.

Помимо металлического алюминия, очень широкое распространение имеют сплавы алюминия с другими металлами.

Если принять во внимание, что в СССР имеется для получения алюминия сырьевая база — тихвинские (в Ленинградской обл.), уральские и украинские бокситы, — то делаются ясными те громадные перспективы, которые имеет алюминиевая промышленность СССР. В ряде производств алюминий должен вытеснить другие металлы, более дорогие и более редкие.

С 1932 г. работает алюминиевый завод имени т. Кирова в Званке, под Ленинградом, использующий энергию Волховгэса. В 1933 г. пущен громадный алюминиевый комбинат, также имени т. Кирова, при Днепрогэсе. Построен и работает мощный завод на Среднем Урале.

По производству алюминия СССР с 1936 г. вышел на 2-е место в Европе, на 3-е в мире.

Производство алюминия и целый ряд других химических производств, требующих электрической энергии, тесно связаны с развитием электрификации СССР. Электрификации страны придавал особо важное значение

В. И. Ленин, который свой доклад на VIII съезде Советов в 1920 г. закончил словами: „...если Россия покроется густой сетью электрических станций и мощных технических оборудований, то наше коммунистическое хозяйственное строительство станет образцом для грядущей социалистической Европы и Азии“.

XXIV. ХРОМ И МАРГАНЕЦ.

Хром Cr и марганец Mn находятся в середине первого большого периода таблицы Менделеева, рядом с элементами VIII группы Fe, Co, Ni. По своей высшей валентности хром и марганец оказываются в VI и VII группах, в которых сосредоточены типичные неметаллы. Хром и марганец входят вместе с другими более редкими металлами в состав металлических подгрупп VI и VII групп.

Положением хрома и марганца в периодической системе объясняется слабость их основных свойств в низших окислах и способность давать высшие окислы, являющиеся ангидридами.

1. Хром — белый, с ярким металлическим блеском металл, очень твердый (стр. 272) и тугоплавкий (т. пл. около 1520°). Применяется как важная составная часть многих сплавов — хромовой и хромоникелевой твердых сталей, нержавеющих сталей (стр. 275) и т. п.

Хром приобрел за последнее время большое значение в качестве металла *для покрытия других металлов* электролитическим способом и во многих производствах, например, в автомобильном деле, почти вытеснил обычно применявшийся никкель. В США теперь хромируют целые паровые котлы. Преимущества хрома — его твердость и его стойкость по отношению к коррозии, благодаря чему блестящая поверхность хромированного изделия не царапается и не тускнеет. Хромом покрывают инструменты, трущиеся части машин и приборов, измерительные приборы, часы и т. п.

Электролитическое осаждение хрома долго не давалось; только недавно научились делать прочные покрытия хромом.

Хром встречается в природе в виде хромистого железняка $Fe(CrO_2)_2$, мало распространенного, но встречающегося в виде значительных залежей. Самые мощные в мире залежи хромистого железняка находятся на Урале; СССР владеет 65% мировых запасов хрома.

Чистый хром можно получить восстановлением окиси хрома алюминием, как и железо:

$$Cr_2O_3 + 2Al = Al_2O_3 + 2Cr.$$

В производстве хром получают в электрических печах восстановлением окиси хрома или хромистого железняка углем.

При восстановлении хромистого железняка в электрических печах или в доменных печах получается сплав хрома с железом — *феррохром:*

$$Fe(CrO_2)_2 + 4C = Fe + 2Cr + 4CO.$$

Феррохром обычно содержит около 60% хрома и служит как добавка (присадка) к стали при получении хромистых сталей.

Хром дает один *основной* окисел CrO — закись хрома, один *амфотерный* окисел — окись хрома Cr_2O_3 и один *кислотный* окисел — хромовый ангидрид CrO_3, аналогичный серному ангидриду SO_3.

Соли закиси хрома неустойчивы и легко окисляются в соли окиси.

Соли окиси хрома — $Cr_2(SO_4)_3$, $KCr(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ (хромовые квасцы) — зеленого или фиолетового цвета. Эти соли гидролизуются водой и употребляются в качестве протрав (стр. 250), а также в кожевенном производстве для выработки „хромовой“ кожи.

При действии едких щелочей на соли окиси хрома получается гидрат окиси хрома $Cr(OH)_3$.

■ *Опыт 1.* Приливайте к небольшому количеству сернохромовой соли понемногу едкий натр и наблюдайте образование осадка гидрата окиси хрома и растворение его в избытке щелочи. ■

Гидрат окиси хрома является таким же *амфотерным* гидратом, как и гидрат окиси алюминия. Теряя воду, он дает гидрат $HCrO_2$ — *хромистую кислоту*. Соли этой кислоты — *хромиты* — получаются при растворении гидрата окиси хрома в щелочах:

$$HCrO_2 + NaOH = NaCrO_2 + H_2O.$$

Солью этой кислоты является и природное соединение хрома — *хромит железа*, или *хромистый железняк*, $Fe(CrO_2)_2$.

С кислотами гидрат окиси хрома дает соли, где хром является металлом:

$$Cr(OH)_3 + 3HCl = CrCl_3 + 3H_2O.$$

Прокаливанием гидрата окиси хрома получается окись хрома Cr_2O_3 зеленого цвета.

Задача. Если имеется двухромовоаммониевая соль $(NH_4)_2Cr_2O_7$, нагрейте несколько кристалликов ее в пробирке. Она разлагается с выделением газов и образованием окиси хрома. Обратите внимание на отсутствие запаха у выделяющихся газов и, исходя из этого, составьте равенство реакции.

Окись хрома применяется как зеленая краска.

Хромовый ангидрид — кристаллическое вещество темномалинового цвета.

Ему соответствуют две кислоты — хромовая H_2CrO_4 и двухромовая $H_2Cr_2O_7$:

$$H_2CrO_4 = CrO_3 + H_2O$$
$$H_2Cr_2O_7 = 2CrO_3 + H_2O.$$

Известен целый *ряд солей* этих кислот: хромовые соли, или *хроматы*, как хромовокалиевая соль K_2CrO_4 и двухромовые соли, или *бихроматы*, как двухромовокалиевая соль $K_2Cr_2O_7$.

Последняя соль получается действием на хромат калия серной кислотой:

$$2K_2CrO_4 + H_2SO_4 = K_2SO_4 + K_2Cr_2O_7 + H_2O.$$

Обе указанные соли растворимы в воде. Нерастворимыми хроматами являются соли Ba и Pb.

■ *Опыт 2.* Прилейте к растворам солей бария и свинца понемногу раствора хромата калия. ■

Получается желтый осадок хромата бария $BaCrO_4$ — соли соответствующей хромовой кислоте H_2CrO_4:

$$BaCl_2 + K_2CrO_4 = BaCrO_4 + 2KCl.$$

Бихромат калия $K_2Cr_2O_7$ носит название *хромпик* и применяется для приготовления *красок.*

Хромпик применяется также для окисления, так как при взаимодействии его с серной кислотой выделяется свободный хромовый ангидрид, являющийся сильным окислителем:

$$K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 = K_2SO_4 + 2CrO_3 + H_2O.$$

Если капнуть спирт на сухой хромовый ангидрид, то спирт благодаря быстрому окислению загорается. Хромовый ангидрид при этом превращается в окись хрома:

$$2CrO_3 = Cr_2O_3 + 3O.$$

В органической химии для окисления обыкновенно пользуются „хромовой смесью" — смесью двухромовокалиевой соли $K_2Cr_2O_7$ с серной кислотой.

■ *Опыт 3.* К крепкому раствору $K_2Cr_2O_7$ прибавьте немного разбавленной серной кислоты, немного спирта C_2H_6O и нагрейте. Цвет раствора делается зеленым, и вместо запаха спирта вы чувствуете удушливый запах вещества, получающегося при окислении спирта — альдегида C_2H_4O. ■

Два атома водорода спирта окисляются в воду, и получается альдегид:

$$C_2H_6O + O = C_2H_4O + H_2O.$$

Позеленение раствора зависит от образования соли окиси хрома — $Cr_2(SO_4)_3$. Происходят следующие реакции:

$$K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 = K_2SO_4 + 2CrO_3 + H_2O$$
$$2CrO_3 = Cr_2O_3 + 3O$$
$$3C_2H_6O + 3O = 3C_2H_4O + 3H_2O$$
$$Cr_2O_3 + 3H_2SO_4 = Cr_2(SO_4)_3 + 3H_2O.$$

Таким образом одновременно с окислением спирта идет восстановление хромового ангидрида до окиси хрома, которая затем образует с избытком серной кислоты соль.

Хромовой смесью можно окислять не только спирт, но и целый ряд других органических и неорганических веществ. При помощи двухромовокалиевой соли можно, например, окислить соляную кислоту. При этом водород окисляется в воду, хлор же выделяется в свободном виде.

■ *Опыт 4.* Возьмите в пробирку немного порошка двухромовокалиевой соли, прилейте несколько капель крепкой соляной кислоты и нагрейте. Обратите внимание на запах выделяющегося газа. Это — хлор.

Сейчас же, как только начнется выделение хлора, налейте в пробирку воды, чтобы прекратить реакцию.

Окисление соляной кислоты двухромовокалиевой солью сопровождается образованием соли окиси хрома, хлорного хрома и хлористого калия.

Составьте самостоятельно равенство реакции. ■

2. Марганец — твердый серовато-белого цвета хрупкий металл, на вид похожий на чугун; на воздухе легко покрывается отливающей различными цветами *пленкой окиси,* предохраняющей его от окисления.

По своим химическим свойствам марганец очень *похож на железо.* Легко выделяет водород из кислот, образуя соли как двувалентный металл:

$$Mn + H_2SO_4 = MnSO_4 + H_2.$$

Марганец в чистом виде не применяется, но является очень важной составной частью различных *специальных сортов стали* (см. ниже).

Марганец встречается в природе в виде минерала *пиролюзита*, представляющего собою знакомую нам двуокись марганца MnO_2.

На Кавказе около Кутаиса (Чиатуры), а также на Украине близ Никополя (см. карту) имеются богатые залежи пиролюзита, который используется у нас и экспортируется за границу.

Чистый марганец может быть получен восстановлением окисла марганца Mn_3O_4 алюминием, но в производстве чистый марганец не требуется, и его получают в виде ферромарганца, т. е. сплава марганца с железом (70—80% Mn) в доменных печах.

Марганец дает ряд окислов, где он имеет различную валентность. Низшие окислы марганца закись MnO и окись Mn_2O_3 — *основные окислы*, остальные — *ангидриды кислот*.

Двуокись марганца MnO_2, где марганец четырехвалентен, является ангидридом; ему соответствует марганцоватистая кислота H_2MnO_3, для которой известны соли, как, например, $CaMnO_3$.

С двуокисью марганца мы встречались при получении хлора из соляной кислоты и при получении кислорода (как с катализатором).

Двуокись марганца служит деполяризатором в элементах Лекланше (например в батарейках для карманных фонарей). На угольном аноде элемента при его работе выделяется водород, который адсорбируется углем и дает обратную электродвижущую силу, или, как говорят, электрод *поляризуется*. Двуокись марганца, которой окружают уголь, *окисляет водород* в момент выделения в воду и этим деполяризует электрод.

Остановимся еще на встречавшейся нам много раз марганцовокалиевой соли $KMnO_4$. Эта соль соответствует *марганцовой кислоте* $HMnO_4$, известной только в водном растворе. Ангидрид этой кислоты, высший окисел марганца Mn_2O_7, может быть получен при действии концентрированной серной кислоты на марганцовокалиевую соль $KMnO_4$.

Марганцовый ангидрид — непрочное вещество, являющееся *сильным окислителем*.

Если небольшое количество порошка марганцовокалиевой соли поместить в чашку и прилить концентрированной серной кислоты, то получается темнозеленая жидкость — раствор Mn_2O_7 в серной кислоте.

Реакция идет таким образом:

$$2KMnO_4 + H_2SO_4 = K_2SO_4 + 2HMnO_4.$$
$$2HMnO_4 = H_2O + Mn_2O_7.$$

Если в чашку капнуть немного спирта или эфира, то вследствие быстрого окисления происходит вспышка (не следует брать много $KMnO_4$, так как может произойти взрыв).

Марганцовокалиевая соль легко разлагается при нагревании с выделением кислорода:

$$2KMnO_4 = K_2MnO_4 + MnO_2 + O_2.$$

Получается соль марганцовистой кислоты H_2MnO_4.

Марганцовокалиевая соль $KMnO_4$ является *сильным окислителем*.

■ ***Опыт.*** Изотрите марганцовокалиевую соль в ступке в мелкий порошок. Высыпьте в чашку кучкой, сделайте наверху кучки ямку

и влейте в нее несколько капель глицерина. Благодаря быстрому окислению через некоторое время происходит вспышка. ■

Если приливать по каплям раствор марганцовокалиевой соли к воде, содержащей примеси органических веществ, то вначале малиновый цвет быстро пропадает, пока не окислятся все органические вещества, и только после этого раствор делается малиновым. Таким способом на практике определяют степень загрязненности воды органическими веществами.

Марганцовокалиевая соль (по-латыни — калиум гиперманганикум) применяется как хорошее дезинфицирующее вещество.

ВОПРОСЫ ДЛЯ ПОВТОРЕНИЯ (к главам XXI, XXII, XXIII, XXIV).

1. Характеризуйте группу щелочных металлов.
2. Перечислите физические и химические свойства натрия.
3. Какой окисел образуется при горении натрия? К какому типу окислов он относится?
4. Как получается едкий натр? Напишите равенства реакций.
5. Назовите важнейшие соли натрия и их применения.
6. Как получается сода? Напишите равенства реакций.
7. Сравните свойства калия со свойствами натрия.
8. Каково значение соединений калия, и как они добываются?
9. Перечислите важнейшие соединения щелочно-земельных металлов и их применения.
10. Как получается известь, каковы ее применения?
11. Что такое жесткая вода, и как она смягчается?
12. В виде каких соединений встречается медь? Каковы свойства меди? Как очищается медь?
13. Назовите важнейшие соединения меди.
14. В виде каких соединений встречается в природе алюминий?
15. Какое значение имеет алюминий, и как он получается?
16. Как объяснить растворение гидрата окиси алюминия в щелочи?
17. Какие вещества могут способствовать коррозии алюминия?
18. Укажите применения алюминия в военном деле.
19. Какое значение имеет хром в производстве?
20. Характеризуйте химические свойства хрома. Напишите равенства соответствующих реакций.
21. Какие соединения хрома являются окислителями?
22. Какие применения имеет марганец как металл?
23. Приведите примеры соединений двувалентного, четырехвалентного и семивалентного марганца.
24. Какие применения имеет окись марганца, и как она получается?
25. На чем основано применение марганцовокалиевой соли для дезинфекции?

XXV. ЖЕЛЕЗО.

Из элементов VIII группы периодической системы мы остановимся только на железе — важнейшем из металлов.

1. Свойства железа. Совершенно чистое железо — серебристо-белого цвета блестящий металл, почти такой же мягкий, как медь, не окисляющийся в чистом воздухе. Чистое железо может быть получено электролизом растворов его солей, но получение чистого железа представляет ряд трудностей. Поэтому на практике такое железо почти не применяется.

Железо плавится при 1529°, кипит при 2450°.

Железо образует несколько окислов.

Низшие окислы — закись железа FeO и окись железа Fe_2O_3 — являются основными окислами.

Закись железа FeO получается в виде черного порошка восстановлением окиси железа водородом при слабом нагревании; практического применения не имеет.

Окись железа Fe_2O_3 буро-красного цвета встречается в природе в виде красной железной руды, красного железняка. Получается при обжигании пиритов (огарки) и при разложении железного купороса нагреванием (стр. 162).

Окись железа Fe_2O_3 под названием „мумия" применяется как красная краска (в зависимости от количества примесей она имеет различные оттенки). Более чистая окись железа в виде тончайшего порошка применяется под названием „крокус" для шлифования и полировки стекла.

Магнитная окись железа Fe_3O_4, или закись-окись, является соединением двух окислов:

$$Fe_3O_4 = FeO + Fe_2O_3.$$

Высший окисел железа, соответствующий его положению в VIII группе периодической системы, FeO_4 — вещество крайне непрочное, повидимому, газообразное. Факт его получения оспаривается.

Гидрат закиси железа $Fe(OH)_2$ легко получить осаждением из соли закиси железа, например, железного купороса, едкой щелочью:

$$FeSO_4 + 2NaOH = Fe(OH)_2 + Na_2SO_4.$$

■ ***Опыт.*** Прилейте к раствору железного купороса $FeSO_4$ немного едкого натра. Вы замечаете образование коллоидного осадка $Fe(OH)_2$ белого цвета, который немедленно начинает окисляться кислородом воздуха — сначала зеленеет, затем буреет.

Гидрат закиси, окисляясь, превращается в гидрат окиси $Fe(OH)_3$. ■

Гидрат окиси железа $Fe(OH)_3$ мы уже неоднократно получали в виде бурого коллоидного осадка, действуя щелочью на хлорное железо:

$$FeCl_3 + 3NaOH = Fe(OH)_3 + 3NaCl.$$

Из солей закиси железа техническое значение имеет *железный купорос* $FeSO_4 \cdot 7H_2O$. Применяется как протрава в текстильной промышленности и в борьбе с вредителями растений.

Железный купорос получается при обработке серной кислотой железного лома.

При действии на железо соляной и серной кислот получаются зеленого цвета соли закиси — *хлористое железо* $FeCl_2$ и *серножелезная соль* $FeSO_4$, при действии же на железо хлора получается окисная соль трехвалентного железа — *хлорное железо* $FeCl_3$ — желтого цвета.

Соответствующая соль серной кислоты $Fe_2(SO_4)_3$ может быть получена окислением железного купороса $FeSO_4$.

Одно из важных химических свойств железа — ***пассивность*** по отношению к концентрированным кислотам (стр. 163 и 186), что дает возможность применять железо для химической аппаратуры в производстве кислот.

2. Железо в природе. Железо крайне редко, но встречается в природе в свободном состоянии — в виде *метеорного железа*, падающего иногда на землю из межпланетного пространства в виде метеоритов. Оно теперь практического значения не имеет. В доисторические же времена это было, по всей вероятности, первое железо, примененное человеком.

Соединения железа в природе весьма распространены.

Наиболее часто встречается соединение железа с серой — серный колчедан, или пирит, FeS_2, иногда попадающий в виде более или менее сплошной породы, которая служит сырьем для получения серной кислоты.

Рудами железа, как уже было сказано, являются, главным образом, кислородные соединения железа. Лучшие руды: красный железняк Fe_2O_3, магнитный железняк Fe_3O_4 и бурый железняк, который представляет ту же окись железа Fe_2O_3, но соединенную с водой: $2Fe_2O_3.3H_2O$.

Кроме упомянутых выше (стр. 88—89) месторождений железных руд, следует еще отметить недавно открытые колоссальные залежи железной руды в районе г. Курска. Эти залежи были открыты на основании чисто научных предположений, которые высказывались давно (проф. Лейстом), но вызывали недоверие.

Основанием для предположений служило наблюдаемое в данном районе ненормально сильное отклонение к земле магнитной стрелки (курская магнитная аномалия).

Особая комиссия, организованная и работавшая под неослабным наблюдением В. И. Ленина, действительно обнаружила на значительной глубине колоссальные запасы руды, причем часть этих запасов, примерно 250 млн. *т*, является богатой рудой. Весной 1933 г. закончена первая шахта, и первая руда поднята на поверхность.

Общие запасы железной руды в СССР, еще до установления запасов курской руды, исчислялись в 6 млрд. *т*.

В 1917 г. по выявленным запасам руд наша страна стояла на седьмом месте. С октября же 1933 г. благодаря развертыванию советской геологической разведки СССР вышел на первое место в мире — 55% мировых запасов железа принадлежат СССР. Эти запасы в четыре раза превышают запасы всей Европы.

3. Доменный процесс. Устройство и схема работы доменной печи были даны на стр. 90—91. Здесь мы дополним сказанное выше и прежде всего остановимся на использовании колошниковых газов для нагревания нагнетаемого в доменную печь воздуха.

Для отвода из печи колошниковых газов, которые в старинных доменных печах выпускались прямо на воздух и сгорали, служат трубы (газоотводы), отходящие от верхней части домны (рис. 87 и 88). Колошник же печи имеет приспособления, которые позволяют загружать печь, не выпуская газов на воздух. Таких приспособлений придумано много. Одно из них изображено на рис. 236, 237 и 238. Оно состоит из двух воронок, закрытых двумя конусами. Опуская конусы по очереди, можно вводить в печь материалы, не выпуская газов, как это понятно из рисунков. Опускание и поднимание конусов производится механическими приспособлениями.

Загружаемые в печь вещества поднимаются на верх печи по наклон-

ным рельсам в вагонетках (скипах), которые автоматически опрокидываются над воронкой (рис. 87 и 236).

Для более равномерного распределения материала в печи верхняя цилиндрическая воронка вместе с конусом после каждого всыпания материалов из скипа обычно поворачивается особым механизмом (на чертежах не показанным) вокруг своей оси на определенное число градусов.

Колошниковые газы очищаются от пыли и затем поступают в воздухонагревательные аппараты, изобретенные англичанином Ко́упером (Cowper), — *ко́уперы* (иногда их называют „кауперы"). На рис. 239 изображены: схематический разрез двух коуперов и система труб, соединяющих их с домной, с воздуходувными машинами и с дымовой трубой. На трубах условно показаны заслонки.

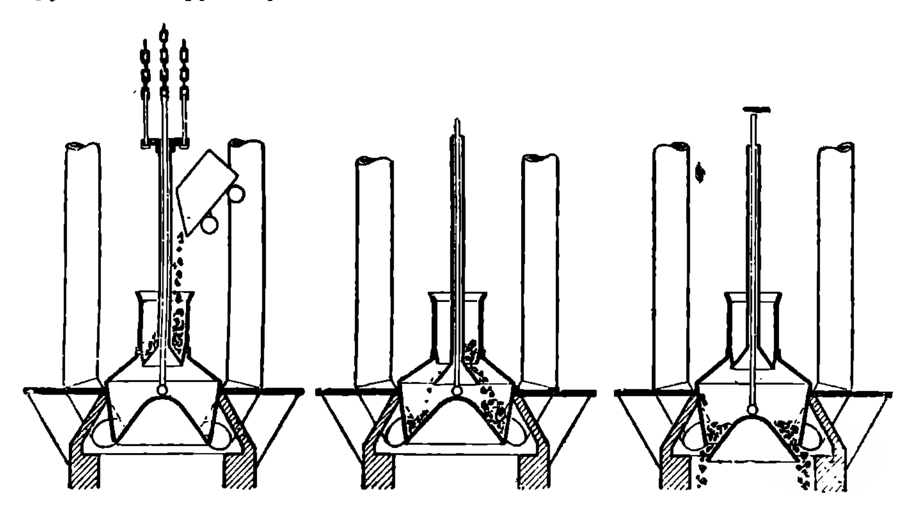


Рис. 236, 237, 238. Загрузочный аппарат доменной печи (разрез).

Коуперы — это круглые железные башни, выложенные внутри огнеупорным кирпичом. Сбоку, внутри коупера, тянется во всю высоту широкая труба, остальное же пространство заложено кирпичом, образующим целый ряд узких вертикальных каналов.[1] На схеме справа изображено поперечное сечение коупера.

На схеме следует обратить внимание сначала на *левый коупер*. В нем показано пламя горящего колошникового газа; нужный для горения воздух поступает через имеющуюся внизу короткую трубку с заслонкой (над отверстием трубы, приводящей в коупер газ). Горячие продукты горения опускаются вниз по узким каналам и накаливают их стенки, а затем уносятся в дымовую трубу. Когда коупер достаточно накалится, при помощи *заслонок* меняют направление тока газов и через накаленный коупер пускают нагнетаемый воздуходувными машинами (громадные сооружения; на схеме показана только часть машины, не видно махового

---

[1] Подставки, на которых покоится кирпич, на схеме не показаны, чтобы не усложнять ее.

колеса) воздух, который в коупере нагревается до 700—800° и поступает в домну. Колошниковый же газ одновременно направляют во второй коупер, который теперь начинает накаливаться. Через некоторое время снова меняют направление газов и т. д. Таким образом каждый коупер попеременно то накаливается, то охлаждается, отдавая свое тепло воздуху. На схеме правый коупер показан в период охлаждения.

Задача. Для того чтобы лучше разобраться в схеме, перерисуйте ее в свою тетрадь (более упрощенно, чем в книге). При этом правый коупер изобразите нагревающимся, а левый — охлаждающимся. Подумайте, какие клапаны нужно будет показать открытыми, какие — закрытыми. Направление тока газов покажите стрелками.

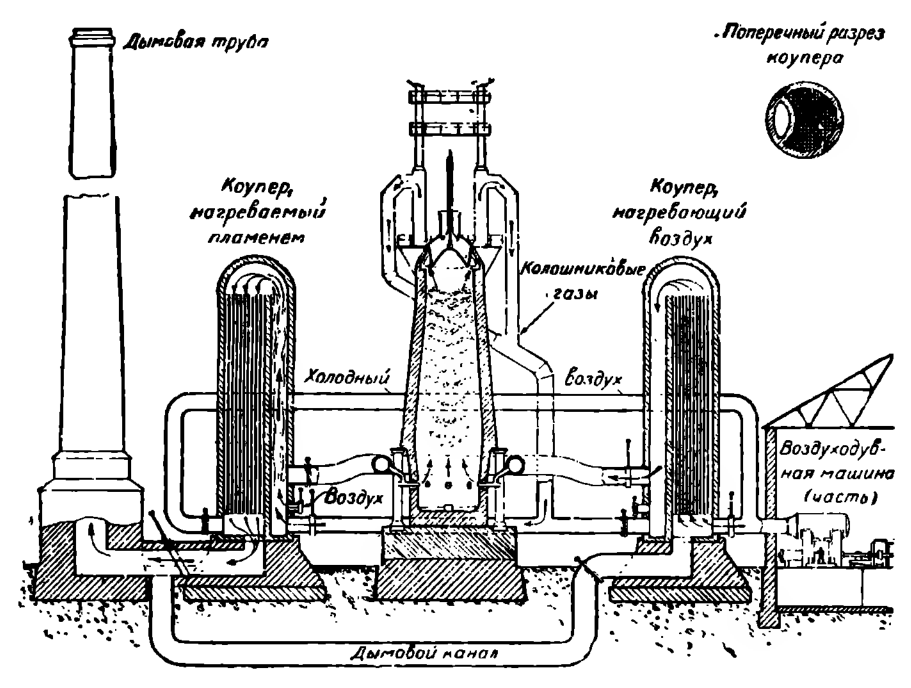


Рис. 239. Схема действия коуперов.

На схеме показаны только два коупера, на практике же их делают четыре или пять. Дело в том, что остывание коупера происходит быстрее, чем нагревание. Поэтому, в то время как один коупер остывает, два или три других накаливаются, один чистится. Коуперы обычно строятся все в ряд, а не по сторонам печи, как для упрощения показано на схеме.

На схеме, чтобы не усложнять ее, не показаны очистители, в которых колошниковые газы очищаются от пыли (на рис. 88, стр. 90, справа внизу показан наружный вид пылеочистителя — цилиндрического железного сосуда с конусообразным дном), и целый ряд других деталей, на которых мы здесь останавливаться не можем.

Следует отметить, что колошниковых газов получается гораздо больше, чем нужно для нагревания воздуха в коуперах. Поэтому избыток

колошниковых газов (около $^2/_3$ их) *используется* для других целей. Они применяются для нагревания паровых котлов или непосредственно в двигателях внутреннего сгорания. Либо те, либо другие и служат на заводе источниками энергии для приведения в действие воздуходувок, генераторов тока, дающих ток для двигателей подъемных и других механизмов, а также и для освещения завода и рабочего поселка. Колошниковые газы служат также для нагревания при последующих стадиях переработки чугуна на сталь и железо.

Обширные применения колошниковых газов — очень яркий пример рационального использования побочного продукта производства, который раньше просто выпускался на воздух и сгорал. Еще не так давно проезжавшие ночью по железной дороге мимо доменных печей любовались ярким пламенем, вырывавшимся из открытых колошников, и красивым заревом, освещавшим всю местность вокруг металлургического завода. Они и не подозревали, что эта красивая иллюминация была потерей огромного количества энергии.

4. Работа доменной печи. Теперь, ознакомившись с устройством доменной печи и с ролью коуперов, проследим самый процесс выплавки чугуна.

Яснее всего будет, если начать с пуска в ход новой доменной печи, которая затем работает непрерывно в течение нескольких лет (современная печь работает нормально 3—4 года, иногда и дольше), пока не потребуется ее ремонт или перестройка.

Работа начинается с того, что в печь загружается некоторое количество сухих дров, облитых керосином, а затем кокс, примерно до $^1/_3$ высоты печи. Затем загружается *отдельными слоями* смесь руды с флюсом, слой кокса, опять слой руды с флюсом и опять слой кокса и т. д. После того как вся домна загружена, через имеющееся внизу отверстие (летку) для выпуска чугуна (рис. 89) зажигают дрова. Когда дрова разгорятся, отверстие забивают глиной, начинают вдувать воздух и таким образом разжигают кокс. Продукты горения выпускаются через вертикальные трубы наверху печи — „свечи". По мере того как кокс раскаляется все больше и больше, создаются условия для образования *окиси углерода*, о чем уже было сказано выше. Когда количество окиси углерода в выходящих из печи газах окажется достаточным, крышки на свечах закрывают и пускают в действие коуперы. В домну начинает поступать горячий воздух. Горение усиливается, и температура в нижней части домны достигает 1700—1800°. Кверху она постепенно понижается и в верхней части домны (на колошнике) устанавливается около 300—350°.

По мере сгорания кокса вся масса в печи постепенно *оседает*, опускается вниз, сверху же загружают все новые и новые слои материалов. Опускающаяся книзу загрузка (шихта), постепенно прогреваясь в токе горячих газов, сначала просушивается, далее руда восстанавливается окисью углерода до закиси железа FeO, известняк $CaCO_3$ и другие углекислые соединения разлагаются. Затем начинается восстановление закиси железа окисью углерода, а отчасти и углем. Появляются губчатые комочки железа. Железо постепенно насыщается углеродом. Опустившись до уровня с температурой выше 1000°, науглероженное железо растворяет кремний (Si). При высоких температурах уголь восстанавливает

содержащиеся в руде или флюсах соединения кремния, например кремнезем SiO_2:

$$SiO_2 + 2C = Si + 2CO.$$

Одновременно происходит восстановление также и соединений марганца.

Таким образом появляются капли *сплава железа с углеродом, кремнием и марганцом — чугуна.* Одновременно идет реакция между пустой породой и флюсами, — образуется жидкий шлак. Капли жидкого чугуна и шлака стекают вниз и собираются на дне горна. Постепенно образуются *два жидких слоя:* внизу слой чугуна и над ним слой шлака.

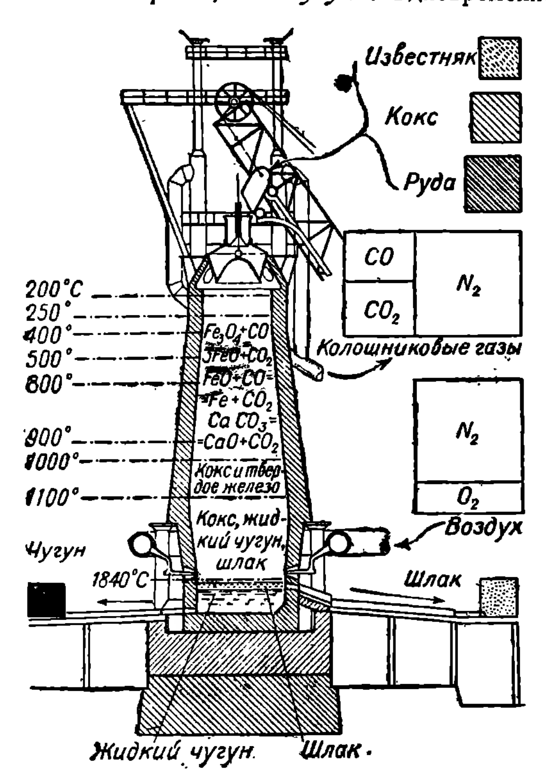


Рис. 240. Схема доменного процесса.

На рис. 240 даны: 1) схема производства чугуна, на которой показаны в виде квадратов относительные *весовые* количества материалов, нужных для выплавки одной тонны чугуна, и *весовые* количества получающихся отходов, 2) примерное распределение средних температур в печи и 3) происходящие в различных зонах печи реакции.

Как уже было сказано (стр. 92), чугун из домны выпускается либо в формы, в которых и застывает, либо в ковш, в котором отвозится в сталеварочный цех.

В нормальных условиях доменной плавки чугун бывает настолько горяч, что может некоторое время оставаться в ковше, не застывая. Но для удобства как доменного, так и сталеплавильного цехов, на некоторых заводах существуют особые резервуары — хранилища жидкого чугуна, *миксеры* (рис. 241), вмещающие от 100 до 1000 *т* чугуна, выложенные внутри огнеупорной кладкой (футеровкой). В такой миксер и сливается жидкий чугун из ковшей и по мере надобности оттуда берется. Температура чугуна в миксере поддерживается газовыми нагревателями.

На рис. 241 изображено выливание чугуна из миксера в ковш.

В заключение следует отметить, что, видя доменные печи в натуре или рассматривая их фотографии, мы редко увидим несколько совершенно одинаковых печей, коуперов и т. д. Они различаются как по размерам, так и по устройству и по внешнему виду. Доменная печь представляет собою очень дорогое сооружение. Проектируя постройку

новой печи, всегда стараются ввести в ее устройство какое-нибудь усовершенствование, принимают во внимание и особенности руды, и назначение чугуна, который будет выплавляться, и целый ряд других обстоятельств. Например, печи, работающие на древесном угле, нельзя делать очень высокими, чтобы уголь не раздавливался тяжестью вышележащих слоев. Материалы, загружаемые в печь, должны быть в кусках определенного размера, не слишком крупных, но и не слишком мелких, так как иначе продвижение газов вверх будет затруднено, и печь не будет хорошо работать.

Приходится думать о том, чтобы уберечь стенки печи от быстрого изнашивания вследствие очень высокой температуры. Для этого в нижней части печи в стенки закладываются холодильники — коробки, трубки и другие приспособления с *проточной водой*, охлаждающие стенки печи, „фурмы" — отверстия для вдувания воздуха и т. д. Для того чтобы иметь возможность заглянуть внутрь печи во время работы, в нижнее колено трубы, через которое вдувается в печь воздух, вставляют стеклянные окошечки. Вообще в устройстве доменной печи и окружающих ее вспомогательных приспособлений есть целый ряд очень важных и интересных деталей, описание которых можно найти в специальных сочинениях по металлургии.

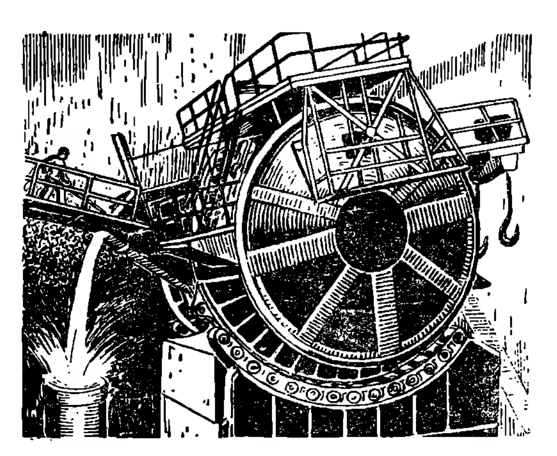


Рис. 241. Миксер.

Самое ведение работы доменной печи — дело очень сложное и ответственное, требующее большой подготовки, знаний и опыта. Правильное соотношение руды и флюсов, или состав „шихты", устанавливается на основании химических анализов исходных материалов и получаемого чугуна. В состав шихты часто входит несколько сортов руды, дополняющих друг друга. Составные части шихты перед засыпкой в домну отвешиваются и т. д.

В доменном процессе, как уже было сказано, топливо играет двоякую роль — оно служит для восстановления железа и для поддержания необходимой высокой температуры. При этом получается большой отход углерода в виде CO и CO_2 колошниковых газов. Хотя колошниковые газы и используются, но, в значительной мере, не на процесс выплавки чугуна.

В местностях с дешевой электрической энергией и дорогим углем часть угля, являющаяся топливом, может быть заменена электрической энергией. Это достигается в так называемых *электродомнах*.

Электродомны были первые применены (и широко применяются в настоящее время) в Швеции, где выплавка чугуна ведется на древесном угле и где имеется дешевая электрическая энергия, получаемая от „белого угля".

Схема электродомны дана на рис. 242. Печь состоит из невысокой шахты *А* и из широкого горна *Г*, в который по окружности введены 3 — 6 графитовых электродов *Э*. Вольтовы дуги между электродами дают необходимую высокую

температуру, при которой идет восстановление руды за счет загружаемого в шахту вместе с рудой и флюсом угля:

$$Fe_2O_3 + 3C = 2Fe + 3CO.$$

Образующаяся окись углерода отчасти восстанавливает вышележащие слои руды до FeO, образуя CO_2, отчасти выделяется в виде колошниковых газов.

Воздух в электродомну совсем не вдувается и не впускается. Поэтому колошниковые газы не содержат азота, а почти на $^2/_3$ состоят из CO.

Часть колошниковых газов через кольцевую трубу *Т* с отростками *а* вдуваются в горн, где они охлаждают свод горна, предохраняя его от прогорания, а затем участвуют в процессе восстановления.

В 1934 г. начали работать первые электродомны в СССР.

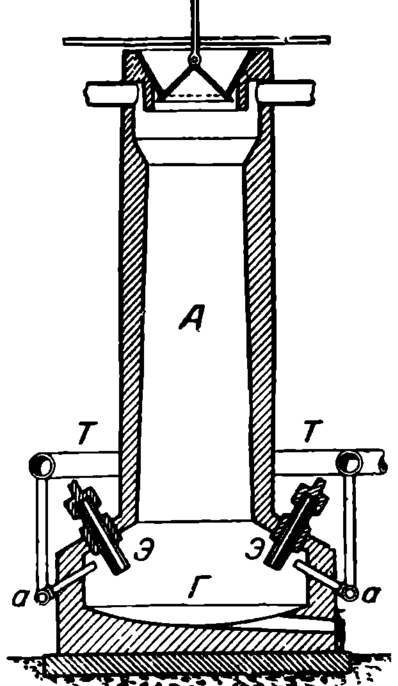
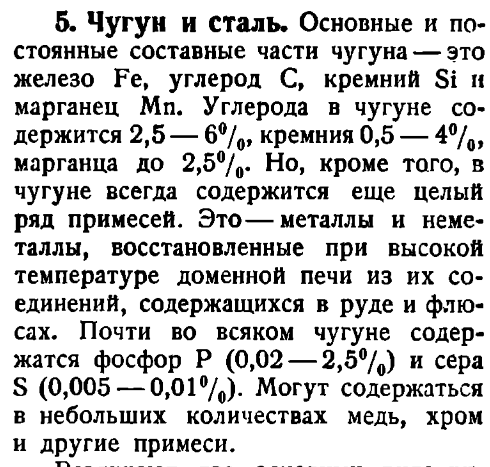


Рис. 242. Электродомна.


5. Чугун и сталь. Основные и постоянные составные части чугуна — это железо Fe, углерод C, кремний Si и марганец Mn. Углерода в чугуне содержится 2,5 — 6%, кремния 0,5 — 4%, марганца до 2,5%. Но, кроме того, в чугуне всегда содержится еще целый ряд примесей. Это — металлы и неметаллы, восстановленные при высокой температуре доменной печи из их соединений, содержащихся в руде и флюсах. Почти во всяком чугуне содержатся фосфор P (0,02 — 2,5%) и сера S (0,005 — 0,01%). Могут содержаться в небольших количествах медь, хром и другие примеси.

Различают два основных вида чугуна, отличающихся по свойствам и цвету излома — *серый чугун и белый чугун*. Цвет чугуна зависит от того, в каком состоянии находится в нем углерод. В более *темном, сером* чугуне небольшая часть углерода находится в виде *графита*. Кристаллики графита особенно хорошо видны на изломе чугуна. Если по такому излому потереть платком, то на нем остается черный след от графита.

В *белом* чугуне большая часть углерода находится в виде химического соединения железа с углеродом — так называемого *цементита*, имеющего состав Fe_3C.

Присутствие в чугуне углерода в том или другом виде находится в зависимости, главным образом от состава чугуна и, в частности, от содержания кремния и марганца, а также от быстрого и медленного охлаждения.

Серый чугун отличается меньшей твердостью, чем белый, его можно обрабатывать инструментами, белый же обработке не поддается — инструмент быстро тупится. Всякий чугун более или менее хрупок — ломается и разбивается от ударов, но серый обладает этим свойством в значительно меньшей степени, чем белый.

Серый чугун применяется для *отливок* чугунных изделий: маховых колес, машинных станин, труб, плит, колосников, радиаторов водяного отопления, домашней утвари и т. п.

Белый чугун непосредственного применения не имеет. Он идет в передел на сталь и железо.

Обычное, ковкое, или *мягкое, железо* или мягкая сталь содержит до 0,3% углерода и небольшие количества других примесей.

Мягкое железо *ковко* даже в холодном виде, вязко, т. е. гнется, не ломаясь, легко вытягивается в проволоки, раскатывается в листы. Если мягкое железо накалить и затем быстро охладить, оно остается *мягким*. Железо можно „сваривать". Для этого два куска железа накаливают в кузнечном горне и затем, положив один на другой, бьют на наковальне молотом. Железо при этом слипается, „сваривается", настолько прочно, что получается как бы целый кусок железа. Таким способом сваривают шины для колес, звенья цепей и т. п.

Для удаления окалины со свариваемых поверхностей, раскаленное железо посыпают песком SiO_2, который дает с окалиной соль кремниевой кислоты — шлак. При ударах молотом расплавленный шлак выжимается и очищенные поверхности железа слипаются, свариваются.

Сталью в собственном смысле называют железо с более значительным содержанием углерода (и других примесей), чем мягкое железо, примерно от 0,5 до 1,6% углерода, но это разделение условное, резкой границы между мягким железом и сталью нет.

По своим свойствам сталь представляет нечто среднее между мягким железом и чугуном. Сталь *тверже* железа, менее вязка, чем железо, труднее гнется, более упруга, но легче ломается, хотя и не так хрупка, как чугун, прочнее и железа и чугуна на разрыв, не так легко вытягивается, как железо, менее ковка (хорошо куется только в нагретом состоянии), сваривается труднее, чем железо.

Все свойства стали, отличающие ее от железа, с увеличением содержания углерода возрастают, с уменьшением же количества углерода мы постепенно переходим к свойствам чистого железа.

На свойства стали влияют, конечно, не только углерод, но и другие примеси, как кремний, марганец и т. д., которые всегда содержатся в стали. Но при незначительном содержании этих примесей в обычной стали наибольшее влияние имеет *углерод*. Поэтому сорт обыкновенной стали определяют количеством содержащегося в ней углерода. Сорта же стали, содержащие значительные количества других металлов (никкель, хром и т. д.), называются „специальными сортами" стали (см. ниже) и их различают по другим признакам.

Вредными примесями всяких сортов железа и стали являются *фосфор* и *сера*. Фосфор придает железу и стали хрупкость и ломкость при обыкновенной температуре (хладноломкость). Сера делает их *красноломкими*, т. е. ломкими в накаленном состоянии, что мешает их обработке.

Характерным свойством твердой стали, отличающим ее от мягкого железа, является способность стали *закаливаться и отпускаться*.

■ ***Опыт.*** Нагрейте докрасна конец стальной *спицы* или большой *иглы* и быстро опустите в поставленный рядом стакан с холодной во-

дой. Следует это сделать очень быстро, чтобы опустить сталь в воду в сильно накаленном состоянии. Важно, чтобы она не успела остыть на воздухе.

Попробуйте согнуть охлажденный таким образом конец при помощи щипцов или просто рукой. Вы заметите, что сталь сделалась хрупкой. Получилась *закаленная* сталь. Попробуйте пилить закаленный конец напильником. Попробуйте чертить острым краем обломанного конца спицы по стеклу. Вы обнаружите, что закаленная сталь очень тверда.

Нагрейте закаленную сталь до слабокрасного каления и дайте медленно остыть на воздухе. Попробуйте ее снова гнуть и испытайте ее твердость. Вы убедитесь, что сталь потеряла свою хрупкость и твердость. Вы получили *отпущенную* сталь. В таком состоянии она ближе к мягкому железу. Ее легко можно обрабатывать инструментами из закаленной стали. Одним из таких инструментов является тот напильник, которым вы пилили отпущенную сталь. ■

Сталь отпускается постепенно. Чем сильнее нагреть сталь после закалки, тем ближе она к отпущенной, чем слабее, тем больше сохраняются в ней свойства закаленной стали.

Таким образом можно придать изделию определенную степень твердости и упругости, нужную для той цели, для которой изделие предназначается.

Способность стали закаливаться и отпускаться делает ее драгоценнейшим металлом для изготовления инструментов и целого ряда других предметов.

Следует отметить, что теория закалки и отпуска стали еще недостаточно разработана, и общепринятого объяснения этих явлений нет.

Кроме обыкновенной стали, в настоящее время широко применяются *стали специальные, или качественные*, в состав которых умышленно введены различные металлы, придающие стали те или другие ценные качества: марганец, никкель, хром, вольфрам, молибден, ванадий и другие.

Марганец придает стали исключительную прочность. Марганцовую сталь с трудом можно обрабатывать. Применяется в камнедробилках, для механических лопат (экскаваторов), денежных шкафов. Из нее же делают стальные шлемы для воинов.

Никкель увеличивает прочность, вязкость и упругость стали. Никкелевая сталь широко применяется для изготовления автомобильных частей.

Хромониккелевая сталь отличается особой твердостью и применяется для брони, которой одевают военные суда, а также для артиллерийских снарядов, для напильников и других инструментов.

Вольфрам и молибден вместе с хромом входят в состав стали с очень высокой температурой отпуска. Такая сталь сохраняет свою твердость при температуре красного каления. Это так называемая *быстрорежущая* сталь, или *сталь-самокалка*.

Обрабатывая металл на станке резцом из обыкновенной стали, приходится следить за тем, чтобы резец не нагревался от трения, так как он может отпуститься и перестанет работать. При резце из самокалки станок можно пустить в 10 раз быстрее, чем при обыкновенном резце,

беря толстую стружку, и резец не отпускается. Введение самокалки (лет 30 назад) вызвало целый переворот в обработке металлов, так как оказалось возможным больше чем в 10 раз увеличить продукцию. Поэтому, несмотря на то, что вольфрам и молибден — металлы сравнительно редкие и дорогие, быстрорежущая сталь получила за последнее время большое распространение. По внешнему виду она мало отличается от обыкновенной стали.

Хром при большом его содержании (до 15%) дает *нержавеющую* сталь, не разъедаемую кислотами. Эта сталь применяется на химических заводах при работах с кислотами, из нее делают самые разнообразные предметы на производстве и для домашнего обихода, например, ножи и вилки. Из нержавеющей стали были сделаны знаменитые фигуры рабочего и колхозницы на советском павильоне парижской выставки 1936—1937 г., нержавеющей сталью будет облицован величайший монумент Сталинской эпохи — строящийся в Москве Дворец Советов и т. д.

6. Переработка чугуна на сталь и железо. Задача превращения чугуна в сталь и железо сводится к удалению из чугуна избытка углерода, кремния, марганца и других примесей. Разрешение этой задачи оказывается возможным благодаря тому, что большинство этих примесей гораздо легче соединяется с кислородом при высокой температуре, чем железо, и их можно удалить окислением с очень небольшой потерей железа.

Соединяясь с кислородом, примеси частью превращаются в газы, которые улетают, как окись углерода CO, частью — в твердые окислы, как окисел кремния SiO_2 (кремнезем), окисел марганца MnO. Вступая между собою в реакции, они отделяются от железа в виде шлаков. Например, окись марганца MnO дает с кремнеземом легкоплавкое соединение — кремнемарганцовую соль $MnSiO_3$:

$$SiO_2 + MnO = MnSiO_3.$$

Способы передела чугуна на железо вырабатывались веками и вначале являлись результатом случайных наблюдений и опытов. По мере же изучения происходящих при этом химических реакций получилась возможность сознательно направлять процесс и совершенствовать приемы работы.

Мы разберем только два важнейших способа получения железа и стали, на которых основана современная промышленность, — получение в конверторе (по способу Бессемéра и по способу Тóмаса) и в печах Сúменс-Мартéна. Других же, хотя и применяемых еще, но устаревших способов, мы касаться не будем, так как они мало пригодны для массового производства, которое должно развиваться в социалистическом государстве.

Передел чугуна в конверторе основан на окислении примесей чугуна кислородом воздуха. Воздух продувается нагнетающим насосом — компрессором — через расплавленный чугун, и примеси выгорают в токе воздуха.

Идея продувания воздуха через расплавленный чугун принадлежит англичанину Бессемéру (Bessemer, 1855), которым придуман для этого

аппарат — *конвертор*.[1] Это — грушеобразный железный резервуар А (рис. 243, 244 и 245), выложенный внутри огнеупорным материалом. В конвертор наливается расплавленный чугун (до 15 *т* и больше) и затем через ряд отверстий в дне конвертора, сквозь слой чугуна, продувается воздух. В момент наливания чугуна конвертор поворачивается так, чтобы налитый чугун не протек через отверстия в дне конвертора в воздушную коробку *в*.

На рис. 246 показано схематично (в разрезе) положение конвертора *б*, наполняемого чугуном из ковша *а*, подвезенного по рельсам.

После вливания чугуна в конвертор начинают вдувать воздух и поворачивают конвертор в вертикальное положение, показанное на рис. 247.

На рис. 248 показано выливание из конвертора готового продукта в подвезенный по рельсам ковш (на рисунке слева — противовес, уравновешивающий ковш на тележке). Из ковша жидкий металл разливается в формы.

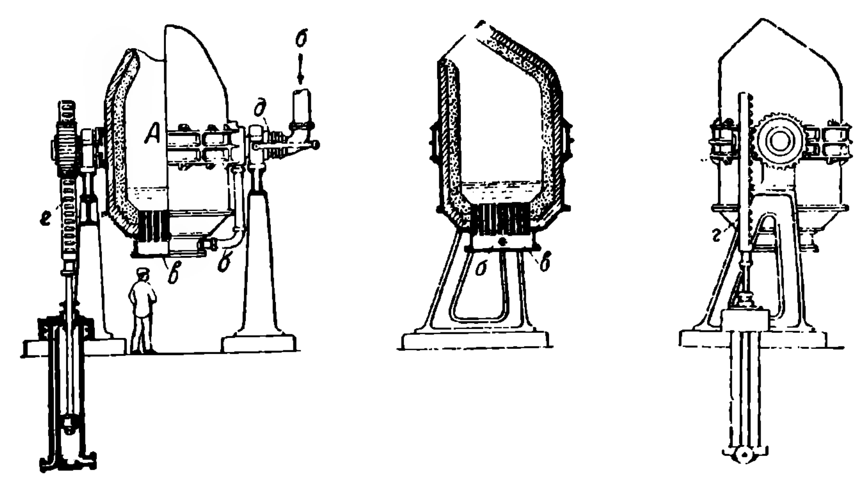


Рис. 243, 244, 245. Конвертор Бессемера.

Отдельные моменты работы конвертора объясняют, почему ему придают своеобразную грушевидную форму.

Так как конвертор должен поворачиваться, то труба *б*, подводящая воздух, проходит через одну из осей (цапф) *д*, на которых поворачивается конвертор (рис. 243) при помощи зубчатой рейки *г* и зубчатого колеса.

Работа в конверторе может вестись двумя способами — по способу Бессемера и по способу Томаса.

При работе с конвертором по способу Бессемера—бессемеровании— внутренняя обкладка (футеровка) конвертора делается из кварца (SiO_2). Чугун берется с большим содержанием кремния и очень малым содержанием фосфора.

[1] Иначе — „бессемеровская реторта", „бессемеровская груша".

Выгорание примесей, происходящее при продувании воздуха через расплавленный чугун, идет в некоторой определенной последовательности. В первую очередь горят, главным образом, кремний Si и марганец Mn, образуя SiO_2 и MnO. Под конец горит, главным образом, углерод, образуя окись углерода CO. Вначале горение идет сравнительно спокойно. Слышно клокотанье чугуна, из отверстия конвертора вырывается пламя и сноп искр. Искры — это загорающиеся в воздухе капельки разбрызгиваемого чугуна. Шум все усиливается, и, когда начинает гореть углерод, шум переходит в страшный грохот, от которого все кругом содрогается. Выделение пламени, искр, брызг шлаков достигает наибольшей силы (рис.249). Причина — образование большого количества газообразного продукта — окиси углерода CO. Наконец, после того как почти весь углерод выгорел, пламя уменьшается и появляется красно-бурый дым. Это — уже окислы железа. Процесс выгорания примесей окончился, и начинает гореть железо. Продувание воздуха сейчас же прерывают. Весь процесс продолжается всего 15—20 минут.

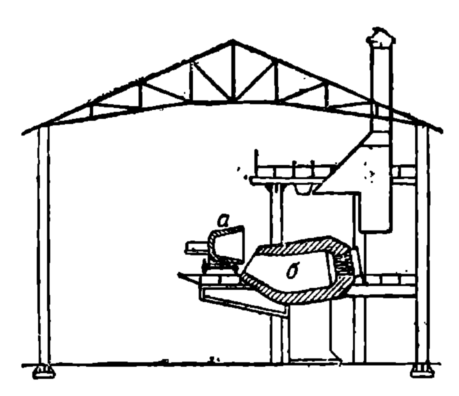


Рис. 246. Вливание чугуна в конвертор *б* из ковша *а*.

Для удаления продуктов горения и искр над конвертором устраивается колпак с трубой, выходящей наружу (рис. 247).

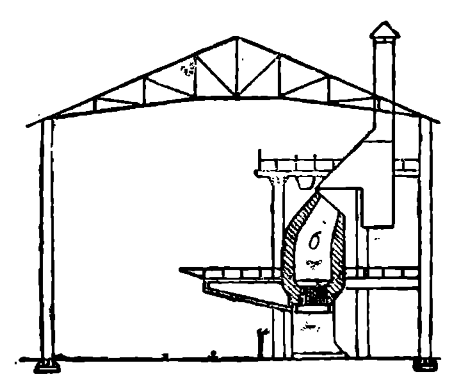


Рис. 247. Положение конвертора *б* во время продувания воздуха.

Чугун вливается в конвертор при температуре около 1300° (прямо из домны, из миксера или расплавленный в особой печи); при сгорании же примесей, главным образом, кремния, выделяется столько тепла, что *температура* в конверторе поднимается до 1700° и выше. Благодаря этому сталь, температура плавления которой значительно выше, чем у чугуна, получается в жидком виде. Расплавленная сталь может быть перелита в подвезенный по

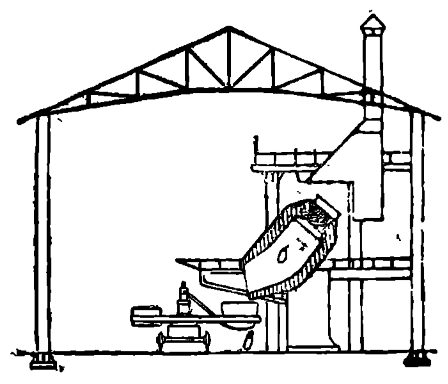


Рис. 248. Выливание жидкой стали из конвертора *б* в ковш *в* (слева — противовес).

рельсам ковш, из которого затем разливается в чугунные формы — изложницы.

Процесс бессемерования идет настолько быстро, что прервать его в нужный момент для получения стали с определенным содержанием углерода очень трудно. Поэтому обыкновенно процесс доводят до конца, а затем добавляют некоторое количество чугуна определенного состава, сколько нужно для получения требуемого сорта стали.

По способу Бессемера можно перерабатывать только чугун, содержащий очень мало фосфора, так как фосфор, который очень вреден для стали (см. стр. 317), при бессемеровании не удаляется: он не дает летучих соединений и не переходит в шлак.


Рис. 249. Конвертор в действии.

Кроме того, чугун должен содержать много кремния (1,5—2%), так как при малом содержании кремния, который дает большое количество тепла при сгорании, температура в конверторе поднимается недостаточно высоко.

Теплопроизводительная способность 1 *кг* кремния — 7800 *ккал*, марганца — 1650 *ккал*, железа — 1160 *ккал*, углерода при сжигании его до CO — 2440 *ккал*.

Способ передела в конверторе чугуна *с большим содержанием фосфора* был придуман англичанином Тóмасом (Thomas, 1878). Томас нашел, что фосфор можно удалить из чугуна, прибавляя в конвертор куски жженой *извести* CaO, которая легко вступает в реакцию с образующимся при окислении фосфора фосфорным ангидридом P_2O_5 и таким образом переводит фосфор в шлак.[1] Так как известь дает легкоплавкие соединения и с кремнеземом SiO_2, из которого делается обкладка конвертора при бессемеровании, то, во избежание быстрой порчи этой обкладки, ее заменяют обкладкой из смеси окиси кальция CaO и окиси магния MgO. Во избежание порчи кремнеземом обкладки конвертора для передела берут чугун с малым содержанием кремния, необходимое же для плавления получаемого железа тепло дает в данном случае фосфор, которого должно быть много (2—2,5%). Дело в том, что фосфор, так же как и кремний, сгорает с выделением большого количества тепла (на 1 *кг* 5900 *ккал*).

По способу Томаса перерабатывается чугун, выплавленный из богатой фосфором керченской руды.

---

[1] Образуется основная фосфорнокальциевая соль:

$$4CaO + P_2O_5 = Ca_3(PO_4)_2 \cdot CaO.$$

Получаемый при переработке чугуна по способу Томаса шлак, как уже известно, применяется в качестве фосфорного удобрения („томасшлак").

Большим достоинством способа переработки чугуна в конверторе является то, что процесс идет быстро и не требует затраты топлива. Железо получается жидким за счет тепла выгорающих примесей. Но это в то же время недостаток такого способа, так как он годится только для определенных сортов чугуна.

Гораздо более гибким и широко применимым способом получения железа и стали, пригодным для самых разнообразных случаев, является способ Си́менса-Марте́на.

Способ Сименса-Мартена основан на применении печи, изобретенной Сименсом (Siemens, 1856), дающей температуру до 1800°, т. е. значительно выше температуры плавления железа (1529°). Эта печь была применена для варки стекла, а затем французы Марте́н (Martin, отец и сын) применили изобретение Сименса в производстве железа и стали (1865). Отсюда и название — „печь Сименса-Мартена", которую для краткости обычно называют *мартеновская печь, мартен.*

Печь Сименса-Мартена нагревается генераторным газом; изобретение Сименса заключается в том, что он ввел *предварительное нагревание* поступающих в печь *газа* и *воздуха* и тем повысил температуру в печи. Для нагревания газа и воздуха он воспользовался теплом выходящих из печи продуктов горения. Для этого под печью (рис. 250, 251 и 252) устроены две пары камер, внутри которых сложен в клетку кирпич (насадка).

В начале работы печи через первую пару камер направляются в печь генераторный газ и воздух, через вторую пару — выходят из печи горячие продукты горения (рис. 250 и 251). Проходя между кирпичами, они их накаливают. Через некоторое время, посредством поворачивания устроенных в каналах *клапанов* (рис. 251), направление газов меняется (рис. 252). [1] Через одну из накаленных камер пускается генераторный газ, через другую — воздух, которые таким образом нагреваются; продукты же горения выходят через другую пару камер, накаливают их и уносятся в дымовую трубу. Затем направление газов опять меняется и т. д. Таким образом газ и воздух все время поступают в печь нагретыми, и благодаря этому температура внутри печи сильно возрастает и достигает, как сказано, 1800°. Направление пламени, заполняющего всю плоскую внутренность печи, все время меняется.

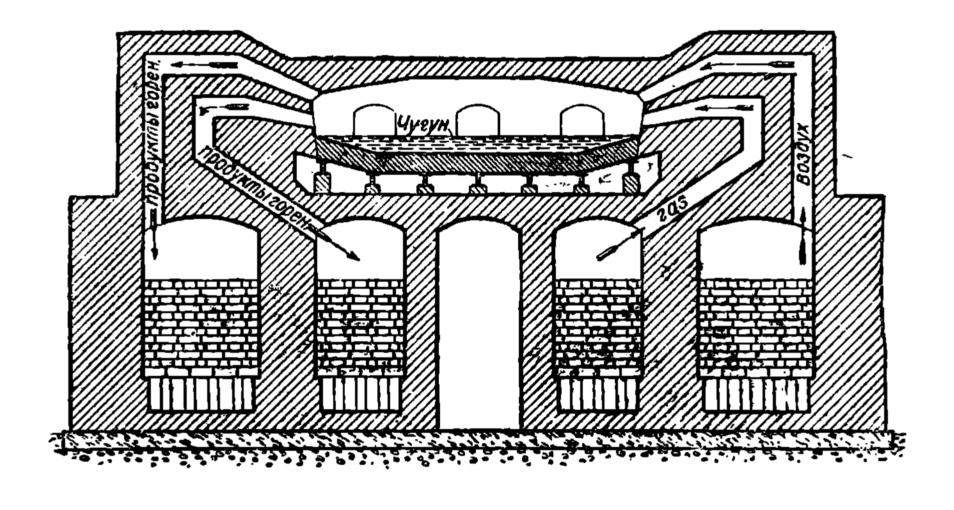
Изобретенный Сименсом способ использования тепла отходящих газов называется способом *регенерации* (возрождения) тепла.

Перерабатываемый металл помещается прямо *на под* (дно) печи и нагревается пламенем *сверху*. **Под** мартеновской печи представляет как бы плоскую ванну из огнеупорного материала, покоящуюся на чугунных плитах, положенных на железные балки. Снизу имеется свободный доступ воздуха, который охлаждает дно ванны, что предохраняет его от расплавления.

С одной стороны печи имеются прикрываемые крышками окна

---

[1] Известен целый ряд различных систем клапанов. На рисунке клапаны изображены схематически.



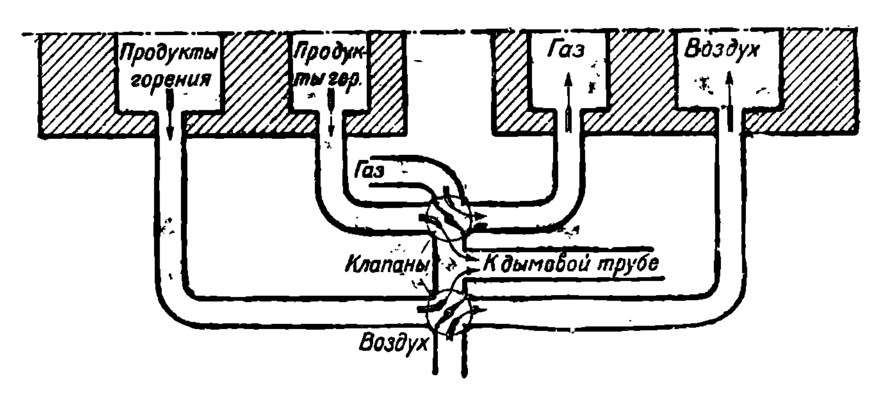


Рис. 250—251. Продольный вертикальный и горизонтальный разрезы мартеновской печи.

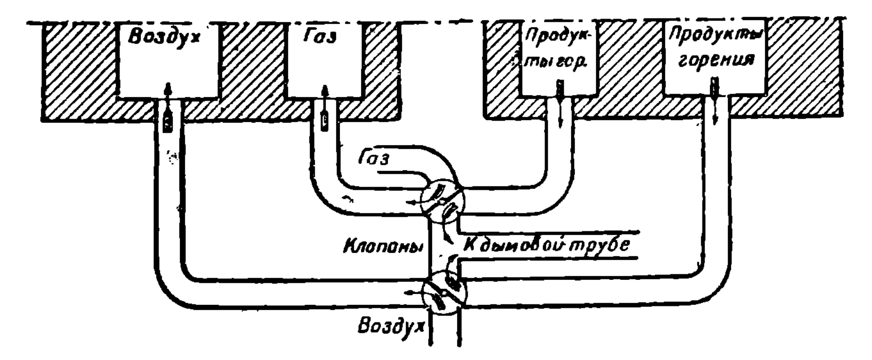


Рис. 252. Горизонтальный разрез мартеновской печи после перекидки клапанов.

(рис. 250 и 253, *б*) для загрузки в печь материалов (для чего служит загрузочная машина *А*, захватывающая лоток *а* с материалом, вдвигающая лоток в печь и там его переворачивающая).

От окон к противоположной стороне печи дну ванны дается некоторый уклон. Отверстие *в* заткнуто глиной; для выпуска готового продукта в ковш *К* оно пробивается, как у доменной печи.

Производство железа и стали в мартеновской печи благодаря ее высокой температуре может вестись различными способами.

Прежде всего можно, расплавив чугун и пуская в печь некоторый избыток воздуха, сверх необходимого для горения газа, постепенно выжигать из расплавленного чугуна *примеси*. Можно, кроме того, прибавлять в печь *окислы* железа — куски руды. Окислы железа реагируют с углеродом и другими примесями чугуна. При этом получается железо (которое, следовательно, добавляется к взятому чугуну) и окислы примесей, например:

$$3Mn + Fe_2O_3 = 3MnO + 2Fe$$
$$3C + Fe_2O_3 = 3CO + 2Fe.$$

Таким образом углерод удаляется в виде CO, другие примеси переходят в шлак.

Если в чугуне много фосфора, можно прибавлять в ванну *известь* CaO, как при способе Томаса.

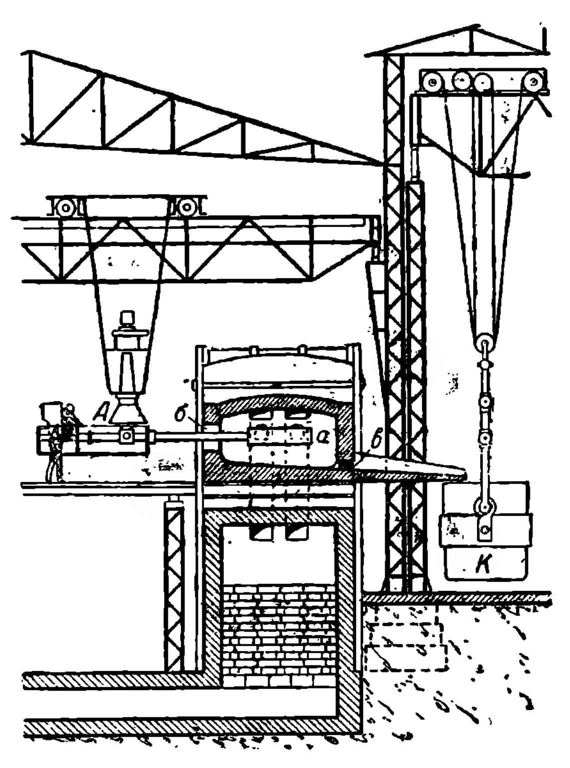


Рис. 253. Поперечный вертикальный разрез мартеновской печи.

Можно прибавлять к чугуну различный *железный лом*, негодное железо, обрезки, остатки и т. п. (скрап). Можно просто *переплавлять* в печи железный лом, превращая его в годное железо. Утилизация всех отбросов железа в мартеновской печи имеет громадное *хозяйственное значение*, так как раньше не знали, что делать с различным железным ломом. Железо ржавело и погибало.

При мартеновском производстве можно *добавлять* в ванну различные *металлы* и *сплавы* для получения *специальных сортов стали*.

Процесс в мартеновской печи идет гораздо медленнее, чем в конверторе, и продолжается 6—8 часов. Это представляет большое удобство в смысле возможности *следить* за процессами и вырабатывать сталь

определенного нужного состава. Во время производства из ванны от времени до времени берут железной ложкой *пробу*, чтобы видеть результаты плавки.

Иногда производят даже быстрые испытания пробы в химической лаборатории и на основании испытаний ведут дальнейшую плавку.

По *качеству* мартеновская сталь лучше бессемеровской, а по стоимости, благодаря возможности утилизировать отбросы, она обходится не дороже. Поэтому мартеновские печи имеют очень большое распространение, и мартеновской стали производится гораздо больше, чем бессемеровской и томасовской.

В 1936 г. по производству стали мы вышли на 2-е место в Европе и на 3-е в мире. Общее количество выработанной стали 16 400 000 *т*. Это почти в 4 раза превышает довоенную выработку (1913 г.). Производство же качественных сталей — 2 356 000 *т* — в 60 раз превысило выработку 1913 г.

В заключение остановимся на вопросе планирования производства чугуна.

Для выплавки чугуна на Урале, изобилующем лесами, до недавнего времени пользовались исключительно *древесным углем*. В настоящее же время начинают постепенно переходить на *кокс*. Новый гигантский Магнитогорский чугуноплавильный и железоделательный завод на Урале работает исключительно на коксе.

Криворожская руда всегда выплавлялась на коксе близлежащего Донецкого каменноугольного бассейна, где и расположено большинство заводов, перерабатывающих криворожскую руду на чугун и железо.

Таким образом металлургические заводы, т. е. заводы для выплавки и переработки металлов, могут строиться либо близ залежей руды, как заводы у горы Магнитной или керченские, либо близ залежей каменного угля, как заводы Донецкого бассейна. Что же выгоднее подвозить к заводу — руду или кокс?

Это зависит от целого ряда экономических соображений и, прежде всего, от качества руды. Если руда «бедная», т. е. содержит мало железа и много посторонних примесей, то ее перевозить невыгодно. Пример — керченская руда, содержащая лишь около 40% железа. Поэтому керченские металлургические заводы построены «на руде». Богатую же криворожскую руду, содержащую 55—60% железа, имеет смысл перевозить.

Иногда оказывается выгодным строить металлургические заводы между рудой и углем. Наконец, можно строить одновременно и на руде и на угле. Это имеет то преимущество, что вагоны, подвозящие к одному заводу уголь, возвращаясь обратно, везут на другой завод руду. Так, между прочим, обстоит дело с криворожской рудой. Заводы, выплавляющие чугун из этой руды, построены и в Донбассе и в Кривом Роге.

Так же комбинируются уральские руды и угли (кизеловские) с рудами и громадными запасами коксующихся углей Кузнецкого бассейна в Сибири. Все вместе должно составить грандиозный Урало-Кузбасский комбинат, обнимающий не только черную, но и цветную металлургию и ряд химических производств.

ВОПРОСЫ ДЛЯ ПОВТОРЕНИЯ.

1. Встречается ли железо в природе в виде простого вещества? Перечислите свойства чистого железа.
2. Какие окислы и соли образует железо и где они применяются?
3. Назовите важнейшие руды железа.
4. Какие процессы происходят в доменной печи при выплавке чугуна?
5. Каким образом достигается в домне высокая температура?
6. Для чего служат флюсы и какие вещества применяются в качестве флюсов?
7. Что такое колошниковые газы и как они используются?
8. Какие элементы всегда входят в состав чугуна?
9. Сравните свойства железа, чугуна и стали.

10. Назовите вредные примеси стали.
11. Перечислите важнейшие качественные стали и их свойства.
12. Укажите отличие бессемеровского и томасовского способов передела чугуна.
13. Как идет работа в бессемеровском конверторе?
14. Как достигается высокая температура в мартеновской печи?
15. В чем заключаются преимущества мартеновского способа передела чугуна?
16. Как готовятся качественные стали?

XXVI. ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ.

(ДОПОЛНЕНИЕ.)

1. Особенности растворов, кислот, щелочей и солей. Молекулы кислот, щелочей и солей мы всегда рассматриваем, как бы состоящими из двух частей. В молекулах кислот мы различаем водород и кислотный остаток, в молекулах солей — металл и также кислотный остаток,[1] в молекулах щелочей — металл и водный остаток, или гидроксил.

Характерной *особенностью* реакций обмена между кислотами, щелочами и солями является то, что при этих реакциях, протекающих обычно в растворах, кислотные остатки и водный остаток целиком, не разрушаясь и не изменяясь, переходят из молекул веществ, вступающих в реакции, в молекулы вновь образующихся соединений.

Следующие примеры напомнят эту особенность реакций между кислотами, щелочами и солями.

■ *Опыт 1.* Сливая в пробирках небольшие количества растворов нижеуказанных веществ, наблюдайте происходящие реакции:

$$BaCl_2 + H_2SO_4 = BaSO_4 + 2HCl$$
$$BaCl_2 + Na_2SO_4 = BaSO_4 + 2NaCl$$
$$CuSO_4 + 2NaOH = Cu(OH)_2 + Na_2SO_4$$
$$AgNO_3 + NaCl = AgCl + NaNO_3.$$

Реакции, протекающие не в растворах, обычно не являются реакциями обмена; при этих реакциях большею частью наблюдается разрушение остатков.

Например, при разложении нагреванием гидратов окислов металлов:

$$Cu(OH)_2 = CuO + H_2O,$$

при разложении нагреванием солей:

$$2Pb(NO_3)_2 = 2PbO + 4NO_2 + O_2$$
$$2KClO_3 = 2KCl + 3O_2$$
$$CaCO_3 = CaO + CO_2,$$

при реакциях между металлами и концентрированными растворами кислот:

$$Cu + 2H_2SO_4 = CuSO_4 + 2H_2O + SO_2$$
$$Cu + 4HNO_3 = Cu(NO_3)_2 + 2NO_2 + 2H_2O.$$

---

[1] Напомним, что в гидросолях водород входит в состав кислотного остатка (стр. 207).

Вторая особенность реакций, происходящих в водных растворах между кислотами, щелочами и солями, — это скорость протекания подобных реакций. Реакции протекают *очень быстро.* Если при реакции образуется осадок, как в приведенных выше примерах (стр. 327), то образование осадка обычно начинается сразу же после сливания растворов — образуется муть, которая затем постепенно оседает на дно сосуда.

Точно так же почти мгновенно происходит и реакция нейтрализации между щелочами и кислотами.

Растворы кислот, щелочей и солей в воде имеют еще *третью особенность* — они являются *проводниками электрического тока.* Это, так называемые в физике, проводники второго рода (примером проводников первого рода являются металлы), или **электролиты.**

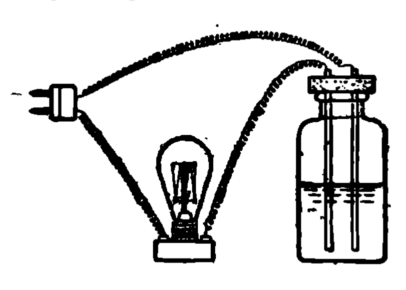


Рис. 254.

■ *Опыт 2.* В банку прибора, изображенного на рис. 254, влейте немного раствора поваренной соли, опустите в раствор вставленные в пробку две медные проволоки, электроды, и включите ток.

Лампа загорается. Значит, раствор проводит электрический ток. Сейчас же выньте электроды и ополосните их водой.

Вылейте раствор поваренной соли и, тщательно ополоснув баночку сначала обыкновенной водой и затем дистиллированной, влейте в баночку дистиллированной воды и, опустив в нее электроды, замкните ток. Лампочка не загорается.

Опустите сухие электроды в банку с сухой поваренной солью. Лампочка также не загорается.■

Ни вода, ни поваренная соль сами по себе тока не проводят, проводит только раствор поваренной соли в воде.

■ *Опыт 3.* Возьмите сухую баночку, налейте в нее до половины безводной уксусной кислоты, опустите в кислоту сухие электроды и включите ток. Лампочка не загорается.

Отлейте половину кислоты, добавьте воды доверху, размешайте, снова опустите в баночку проволоки и включите ток. Лампочка загорается. ■

Безводная уксусная кислота не проводит тока, раствор же ее в воде ток проводит.

■ *Опыт 4.* Вымыв и высушив баночку и проволоки, проделайте такой же опыт с куском сухого едкого натра, а затем — с раствором его в воде.■

Сухой едкий натр тока не проводит, раствор же его — проводит.

■ *Опыт 5.* Вымойте баночку и проволоки и проделайте такие же опыты с сухим сахаром и с его раствором в воде, а также с растворами спирта и глицерина. ■

Растворы сахара, спирта, глицерина тока не проводят.

Не только описанные выше грубые качественные опыты, но и точные исследования с электроизмерительными приборами показывают, что вода, безводные кислоты, сухие соли и щелочи тока не проводят или, вернее, почти не проводят.

Точно так же можно установить, что электролитами являются только растворы кислот, щелочей и солей, но не других веществ, как сахар, спирт, глицерин и т. п.

2. Теория электролитической диссоциации. Теория, объясняющая все особенности водных растворов кислот, щелочей и солей, была предложена в 1887 г. молодым (28-летним) шведским ученым Сва́нте Арре́ниусом (Swante Arrhenius).



Сванте Аррениус
(Swante Arrhenius)
1859—1927.

Аррениус, подобно Дальтону и ряду других ученых, обладал даром научного воображения. Исходя из целого ряда научных данных, он представил себе, что молекулы кислот, щелочей и солей *при растворении в воде* распадаются на отдельные части, имеющие противоположные *электрические заряды*.

Так, например, молекула поваренной соли NaCl распадается на две части — атом натрия, несущий положительный электрический заряд, и атом хлора, несущий отрицательный заряд.

Эти заряженные части молекул обладают иными свойствами, чем соответствующие простые вещества — натрий и хлор.

Так, атомы натрия, заряженные положительно, не обладают свойствами металла натрия и, в частности, не вступают в реакцию с водой. Раствор, содержащий атомы хлора, заряженные отрицательно, не имеет ни запаха, ни цвета, ни других свойств раствора простого вещества хлора.

Противоположные заряды натрия и хлора одинаковы по величине. Поэтому раствор NaCl в целом не имеет заряда, он *электронейтрален*.

Явления, происходящие, по теории Аррениуса, при растворении поваренной соли в воде, можно условно изображать в виде равенства, обозначая положительный заряд атома натрия значком $^+$ и отрицательный заряд атома хлора — значком $^-$:

$$NaCl = Na^+ + Cl^-.$$

По теории Аррениуса при растворении поваренной соли в воде на заряженные части распадаются не все ее молекулы, а только часть их, причем, в зависимости от различных условий, распадение может быть большее или меньшее. Явление распадения *обратимо*. Поэтому распадение NaCl Аррениус изображал следующим образом:

$$NaCl \rightleftarrows Na^+ + Cl^-.$$

Явление распадения молекул электролитов при растворении называется — **электролитическая диссоциация**, или *ионизация*, а заряжен-

ные части молекул — **ионы** (о смысле этого термина будет сказано ниже).

При растворении кислот и солей со сложными кислотными остатками и при растворении щелочей получаются сложные ионы:

$$HNO_3 \rightleftarrows H^+ + NO_3^-$$
$$NaPO_3 \rightleftarrows Na^+ + PO_3^-$$
$$NaOH \rightleftarrows Na^+ + OH^-.$$

Величина зарядов ионов водорода и других одновалентных элементов и остатков — одна и та же,[1] независимо от знака заряда ($^+$ или $^-$).

Ионы дву- и многовалентных элементов и остатков имеют заряды в два, три и т. д. раз большие, чем ионы водорода и одновалентных элементов:

$$CuSO_4 \rightleftarrows Cu^{++} + SO_4^{--}$$
$$Na_3PO_4 \rightleftarrows 3Na^+ + PO_4^{---}$$
$$AlCl_3 \rightleftarrows Al^{+++} + 3Cl^-.$$

Ионы в растворах находятся в непрерывном беспорядочном движении так же, как и молекулы.

Теория Аррениуса дает объяснение всем особенностям растворов электролитов.

3. Объяснение свойств электролитов с точки зрения теории электролитической диссоциации. При всех реакциях между электролитами в растворах новые молекулы образуются из готовых уже частей взятых молекул — из находящихся в растворах ионов. Поэтому вновь образующиеся молекулы и состоят из тех же самых частей, что и взятые молекулы. Например, ионы Ba^{++} с ионами SO_4^{--} дают электронейтральные молекулы $BaSO_4$, независимо от того, какие растворимые соли бария были взяты, и была ли прилита к ним серная кислота или какая-нибудь растворимая соль серной кислоты.

Так как ионы в растворах все время движутся и обладают электрическими зарядами, то реакция между положительными и отрицательными ионами при смешении растворов электролитов протекает почти мгновенно. Ионы притягивают друг друга, образуя электронейтральные молекулы новых веществ.

Электролиты как проводники тока отличаются от проводников первого рода (металлы, уголь, графит и т. п.) тем, что прохождение тока через электролиты всегда сопровождается химическими явлениями.

Например, если пропускать электрический ток через раствор хлорной меди $CuCl_2$, то на отрицательном электроде, катоде, оседает металлическая медь, а на положительном электроде, аноде, выделяется хлор. Эти явления и самый факт прохождения электрического тока через электролиты могут быть объяснены тем, что в растворе находятся заряженные частички — ионы. Как только мы соединяем опущенные в раствор электроды с источником тока, электроды заряжаются: анод (электрод, соединенный с положительным полюсом) — положительно, катод — отрица-

[1] Эта величина может быть определена из опытов и найдена равной $1,5921 \cdot 10^{-19}$ кулона или $4,77 \cdot 10^{-10}$ электростатических единиц.

тельно. После этого ионы сейчас же начинают передвигаться в растворе не беспорядочно, а в определенных направлениях. Заряженные отрицательно ионы хлора Cl^- двигаются к аноду (+). Здесь они отдают свои заряды электроду, нейтрализуются, превращаясь в электронейтральные атомы, которые соединяются в молекулы Cl_2 и выделяются у электрода. В то же время заряженные положительно ионы меди Cu^{++} двигаются к катоду (—); здесь, нейтрализуясь, они превращаются в атомы меди, которая оседает на электроде.

Таким образом имеющиеся в растворе ионы, передвигаясь, *переносят свои электрические заряды*, а не образуются вследствие прохождения электрического тока. Явление передвижения ионов в растворе наблюдал еще Фáрадэй (Faraday, английский ученый, 1791—1867), изучавший явление электролиза (см. физику) и давший частям молекул, передвигающимся в растворе, название „ионы". „Ион" по-гречески значит „идущий". Ионы металлов и водорода идут, передвигаются в растворе к катоду (—). Фарадэй назвал их—**катионы.** Ионы кислотных остатков и гидроксила идут, передвигаются к аноду (+), почему были названы—**анионы.**

Но Фарадэй думал, что ионы образуются под влиянием тока. По Аррениусу же, катионы потому передвигаются к катоду (—), что они уже получили свои положительные заряды: Na^+, Cu^{++} и т. д. в момент растворения электролита в воде. Точно так же анионы передвигаются к аноду (+) потому, что они уже имеют отрицательные заряды: Cl^-, NO_3^-, SO_4^{--} и т. д.

4. Свойства ионов. По теории Аррениуса, образующиеся при растворении электролитов ионы имеют противоположные по знаку заряды. Вопрос о том, какой именно заряд имеет тот или другой ион—положительный или отрицательный, разрешается на основании электролиза раствора. Так как ион меди передвигается к катоду, то, значит, он имеет положительный заряд и, так как ион хлора передвигается к аноду, то, значит, он несет отрицательный заряд.

Хотя уже давно было известно, что все кислоты содержат водород, но дать точное определение, какие именно содержащие водород вещества можно считать кислотами, было трудно. Теория электролитической диссоциации дает возможность точно определить, какие вещества называются кислотами. **Кислоты**—*это соединения, которые в растворе дают ионы водорода* и *не дают других положительных ионов.* Это определение обнимает все кислоты, так как все они хотя бы в минимальных количествах растворимы в воде. В то же время под это определение не подходят гидросоли, как $KHSO_4$, которые дают ионы H^+, но, кроме того, дают и ионы металлов.

Способность всех кислот давать в растворе ионы водорода объясняет нам, почему растворы таких различных веществ, как газообразный хлористый водород, жидкая серная кислота и твердая ортофосфорная кислота, все имеют кислый вкус и все изменяют цвет лакмуса в красный. Эти общие свойства кислот являются не свойствами химически различных молекул, а *свойствами ионов водорода*, образующихся при растворении кислот в воде.

Свойствами ионов водорода объясняется и способность кислот реагировать с металлами и способность нейтрализовать щелочи (см. ниже).

Общие свойства щелочей — изменять цвет лакмуса в синий, „мыльный“ вкус, способность нейтрализовать кислоты — обусловлены присутствием ионов OH^-. *Щелочи* можно определить как *вещества, дающие ионы гидроксила и не дающие других отрицательных ионов.*

Осадок хлористого серебра при реакциях в растворе образуется вследствие соединения не атомов хлора и серебра, а соответствующих ионов.

■ ***Опыт.*** Налейте в ряд пробирок небольшие количества раствора азотносеребряной соли и приливайте в пробирки понемногу растворов соляной кислоты, хлористого натрия, хлористого алюминия, бертолетовой соли и хлороформа ($CHCl_3$).

Напишите равенства происшедших реакций. ■

Осадок хлористого серебра получается только в тех случаях, когда в растворе есть ионы Cl^-, с бертолетовой же солью и с хлороформом осадка не получается, так как бертолетова соль при ионизации дает ионы не Cl^-, а ClO_3^-:

$$KClO_3 \rightleftarrows K^+ + ClO_3^- .$$

Хлороформ же $CHCl_3$ — не электролит и никаких ионов не дает.

Некоторые ионы, как ионы Na^+, K^+, Ca^{++}, Cl^-, SO_4^{--}, NO_3^- и т. д., дают бесцветные растворы, но есть ионы, имеющие определенный цвет (точнее — растворы, содержащие эти ионы, окрашены в определенный цвет; но мы для простоты будем говорить о цвете ионов). Так, например, ион двувалентной меди Cu^{++} — синего цвета. Растворы солей двувалентной меди, как: $CuSO_4$, $Cu(NO_3)_2$, $CuCl_2$, $Cu(C_2H_3O_2)_2$ — имеют синий цвет. Ион двувалентного железа Fe^{++} — светлозеленого цвета. Поэтому растворы солей $FeSO_4$, $Fe(NO_3)_2$ и т. д. имеют зеленый цвет. Этот же цвет имеют кристаллы перечисленных солей, содержащие кристаллизационную воду.

В этих кристаллах уже имеются ионы металлов. Безводные же соли, как прокаленный медный купорос, не имеют синего цвета.

Примерами окрашенных анионов могут служить анионы хромовой кислоты H_2CrO_4 и марганцовой кислоты $HMnO_4$: CrO_4^{--} и MnO_4^-. Первый ион желтого цвета. Поэтому растворы солей Na_2CrO_4, K_2CrO_4, $(NH_4)_2CrO_4$ и т. д. — желтого цвета.

Ион MnO_4^- — малинового цвета. Поэтому и растворы солей $KMnO_4$, $NaMnO_4$ и др. — также малинового цвета. В то же время марганец как катион Mn^{++} почти бесцветен, что видно по растворам солей марганца с бесцветными ионами, как $MnSO_4$ и др.

Растворы солей, дающих два цветных иона, имеют цвет, являющийся сочетанием цветов обоих ионов. Так, раствор двухромовомедной соли $CuCr_2O_7$ имеет зеленый цвет, как сочетание синего цвета иона Cu^{++} и оранжевого цвета иона $Cr_2O_7^{--}$.

Подвергая электролизу соли с цветными ионами или с ионами, вызывающими изменение цвета индикаторов, легко наблюдать передвижение ионов при прохождении через раствор электрического тока.

В качестве электролита с двумя ярко окрашенными ионами удобно взять раствор соли $[Cu(NH_3)_4]Cr_2O_7$. Эта соль дает сложный катион $[Cu(NH_3)_4]^{++}$ — ярко синего цвета и оранжевый анион $Cr_2O_7^{--}$, соответствующий двухромовой кислоте $H_2Cr_2O_7$.

Для получения этой соли сливают равные объемы насыщенных растворов $CuSO_4$ и $(NH_4)_2Cr_2O_7$ (или $Na_2Cr_2O_7$). К полученному раствору приливают раствор аммиака. Получается осадок, который растворяется при дальнейшем прибавлении аммиака. Полученный раствор содержит соль $[Cu(NH_3)_4]Cr_2O_7$ и непосредственно применяется для опыта.

Для того чтобы наблюдать передвижение ионов этой соли при электролизе, ток пропускается через раствор в таких условиях, чтобы передвижение ионов было резко заметно и чтобы не могло происходить перемешивание жидкости во время опыта.

С этой целью поступают следующим образом: кусок фильтровальной бумаги, примерно 2 *см* шириной и 5 *см* длиной, смачивается сначала раствором сернонатриевой соли Na_2SO_4. Стряхнув лишний раствор, бумажку помещают на кусок стекла так, чтобы она к нему прилипла (рис. 255, *б*).

Посредине, поперек бумажки, кладется толстая нитка, смоченная зеленым раствором $[Cu(NH_3)_4]Cr_2O_7$ (рис. 255, *в*).

На бумажку опускаются два электрода в виде изогнутых медных проволок, вставленных в пробку, укрепленную в зажиме штатива (рис. 255, *а*).

Проволоки должны быть плотно прижаты к бумаге.

Эти проволоки соединены с клеммами батареи из трех-четырех аккумуляторов, соединенных последовательно, или с иным источником постоянного тока.

После включения тока к катоду будут передвигаться бесцветные ионы Na^+, а от нитки — синие ионы $[Cu(NH_3)_4]^{++}$. К аноду — бесцветные ионы SO_4^{--} и от нитки — оранжевые ионы $Cr_2O_7^{--}$.

Благодаря тому, что зеленая соль впитана ниткой, она не расплывается по бумаге, и потому передвижение окрашенных ионов на белом фоне очень хорошо видно.

С тем же прибором проделывается второй опыт. Бумага пропитывается раствором той же сернонатриевой соли Na_2SO_4, к которой прибавляется раствор фенолфталеина, краснеющий от ионов OH^-, нитка же — раствором едкого натра NaOH.

После того как нитка с раствором NaOH положена на бумажку, на ней получается под ниткой красная полоса от ионов OH^-. Но так как раствор NaOH удерживается ниткой, — диффузия этого раствора в толще бумаги идет очень медленно.

После опускания электродов и включения тока красная окраска от ионов OH^- начинает постепенно распространяться по направлению к аноду.

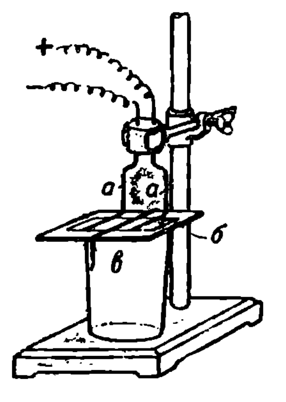


Рис. 255. Прибор для наблюдения передвижения ионов.

5. Процесс электролитической диссоциации с точки зрения учения о строении атомов. Когда Аррениус создавал теорию электролитической диссоциации, о строении атомов еще ничего не было известно, и объяснения, почему при распадении молекул в растворах на ионы последние получают электрические заряды, теория Аррениуса дать не могла. Современные же данные об электрической природе атомов дают нам возможность уяснить себе механизм процесса электролитической диссоциации.

Мы знаем, что все атомы состоят из положительно заряженного ядра и окружающих ядро электронов.

Электроны, находящиеся в наружной зоне атомов, являются валентными электронами, определяющими химические свойства атомов.

Можно думать, что при образовании из атомов молекул атомы как бы стремятся образовать вокруг своих ядер устойчивую оболочку из 8 электронов. При этом могут получаться либо симметричные неполярные молекулы, подобные молекулам O_2, F_2, CH_4, либо молекулы полярные,

состоящие из противоположно заряженных частей — положительной и отрицательной.

Молекулы кислот, щелочей и солей — все являются полярными молекулами. Считают, что при образовании этих молекул одни атомы теряют свои электроны, превращаясь в положительные ионы, другие приобретают электроны, превращаясь в отрицательные ионы. Благодаря взаимному притяжению ионов получаются молекулы.

При растворении в воде эти ионы переходят в раствор. Ионы отличаются от атомов *количеством* электронов. Поэтому они *качественно* отличны от атомов.

Почему полярные молекулы распадаются при растворении на ионы? Объяснение этому может быть дано, исходя из представления о строении молекул воды.

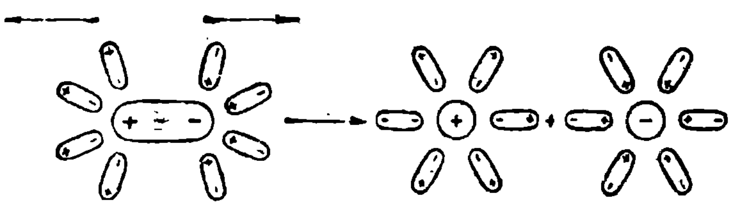


Рис. 256. Схема образования ионов.

Молекулы воды являются полярными. Расположение атомов в молекуле воды можно представить себе таким:

$$\begin{matrix} H^{+} \diagdown & \\ & O^{--} \\ H^{+} \diagup & \end{matrix}$$

При таком расположении атомов молекула воды должна иметь два различно заряженных конца, два полюса, она является „диполем".

Эту молекулу можно условно изобразить так: 

Если представить себе, что между полярными молекулами воды попадают полярные молекулы электролита, то мы можем нарисовать картину, как на рис. 256.

Оба конца полярной молекулы электролита окружаются молекулами воды, которые, притягиваясь своими заряженными концами, стремятся как бы растянуть, разъединить ионы, составляющие молекулу электролита. В результате получаются отдельные ионы, окруженные молекулами воды. Эти ионы рассматривают как соединения ионов с водой, или гидраты ионов. Молекулы воды, окружающие со всех сторон ионы электролита, препятствуют их обратному соединению в молекулы.

Вода имеет большую диэлектрическую постоянную. Из физики известно, что электростатическое притяжение между телами, заряженными разноименным электричеством, зависит не только от величины зарядов и расстояния между ними, но также и от природы той среды, в которой заряженные тела находятся. Наиболее сильно притяжение в пустоте, немного слабее — в газах и значительно слабее — в жидкостях, причем

ослабление силы притяжения зависит от природы жидкости. Так, например, в бензоле притяжение в 2 раза слабее, чем в пустоте, в спирте — в 26 раз и в воде — в 81 раз.

Число, показывающее, во сколько раз электрическое притяжение в данной среде слабее, чем в пустоте, носит название *диэлектрической постоянной* данной среды.

Полярность молекул воды и ее большая диэлектрическая постоянная и обусловливают распадение молекул электролитов на ионы.

По теории Аррениуса движущиеся в воде ионы, хотя и разъединенные молекулами воды, все же от времени до времени сталкиваются между собой, снова образуя молекулы электролита, которые затем опять распадаются на ионы. Поэтому реакция диссоциации электролита и изображается как реакция обратимая.

Следует отметить, что электролитическая диссоциация может происходить не только в воде, но и в других жидкостях с большой диэлектрической постоянной: сжиженный аммиак, синильная кислота, метиловый спирт и др.

В процессе образования ионов в этих растворителях, так же как и в воде, участвуют молекулы растворителя, образуя с ионами соединения. Общее название соединений ионов с растворителями, включая и соединения с водой (гидраты), — *сольваты ионов.*

Состава сольватов мы точно не знаем. Кроме того, в конечном итоге реакции между сольватами ионов идут так, как они шли бы между ионами, не соединенными с растворителем. Поэтому реакции изображают упрощенно. Вместо:

$$NaCl + nH_2O \rightleftarrows Na^+mH_2O + Cl^-(n - m)H_2O$$

пишут

$$NaCl \rightleftarrows Na^+ + Cl^-.$$

Образование свободных ионов происходит также в расплавленных солях и основаниях. Мы знаем, что металлы получаются электролизом расплавленных солей и щелочей.

6. Механизм электролиза. Из физики известно, что электрический ток в металлических проводниках — это поток электронов. Внутри металла имеются свободные электроны, которые могут свободно передвигаться между нейтральными атомами и положительно заряженными ионами металла. Когда мы соединяем полюсы источника тока проволокой, то электроны бегут по проволоке от катода (—) к аноду (+). Анод как бы втягивает в себя электроны, а катод как бы выталкивает их.

Если электроды, опущенные в раствор электролита, соединить с источником электричества, то с пластинки (электрода), соединенной с анодом, „втягивающим“ электроны, уходит часть электронов и пластинка получает положительный заряд: в этой пластинке будет избыток положительно заряженных ионов металла, не нейтрализуемых ушедшими электронами. Пластинка, соединенная с катодом, откуда „выталкиваются“ электроны, получит отрицательный заряд, так как в ней будет избыток электронов.

Пусть электролитом будет раствор HCl, а электроды сделаны из металла, на который хлор не действует.

В растворе, значит, присутствуют ионы H^+ и Cl^-:

$$HCl \rightleftarrows H^+ + Cl^-.$$

Ионы H^+ можно условно изобразить кружками с выемкой, означающей потерю электрона, ионы Cl^- — кружками с точкой, означающей приобретенный атомом лишний электрон (рис. 257, внизу).

На схеме (рис. 257) изображены протекающие при электролизе явления.

Как только замкнут ток, электроды приобретают положительный и отрицательный заряды, и беспорядочно двигавшиеся ионы начинают притягиваться электродами и двигаться по направлению к ним.

Ионы хлора у анода отдают свои лишние электроны, которые бегут по проводу к источнику тока. Потерявшие электроны ионы хлора превращаются в атомы хлора. Электроны, бегущие от источника тока к катоду, соединяются с притянутыми к катоду ионами водорода (атомами, лишенными электрона), образуя электронейтральные атомы водорода.

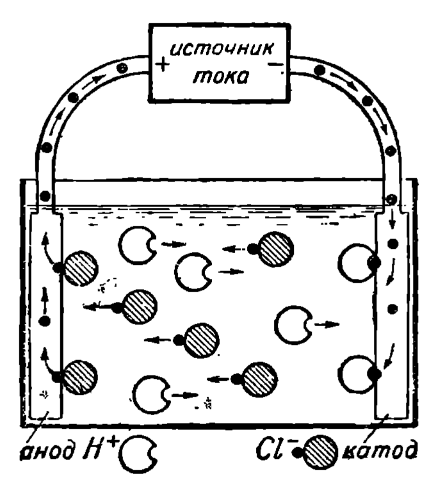


Рис. 257. Схема прохождения тока через электролит.

Таким образом, исходя из строения атома, мы получаем наглядное представление и о том, каким образом идет ток через электролит, и как ионы превращаются при этом в электронейтральные атомы.

7. Вторичные явления при электролизе. В некоторых случаях при электролизе у электродов происходят вторичные реакции. Так, при электролизе раствора поваренной соли NaCl на катоде при соединении ионов Na^+ с электронами должны были бы получиться атомы натрия Na, но атомы натрия, в противоположность ионам натрия, вступают в реакцию с водою:

$$2H_2O + 2Na = 2NaOH + H_2$$
$$\downarrow\uparrow$$
$$2Na^+ + 2OH^-.$$

Вместо натрия на катоде выделяется водород, и у катода образуется едкий натр, который затем может быть использован, равно как и выделяющиеся у катода — водород и у анода — хлор (стр. 133).

При электролизе раствора серной кислоты на катоде выделяется водород, на аноде же, при потере ионами SO_4^{--} двух электронов, должно было бы получиться вещество SO_4, но такое вещество в свободном виде не существует; вместо SO_4 получаются SO_3 и O_2:

$$2SO_4 = 2SO_3 + O_2,$$

SO_3 с водой образует серную кислоту:

$$SO_3 + H_2O = H_2SO_4$$
$$H_2SO_4 \rightleftarrows 2H^+ + SO_4^{--}$$

Теперь для нас делается понятным, почему при опыте разложения воды электрическим током (стр. 19) количество прибавляемой к воде серной кислоты остается неизменным, сколько бы времени ни пропускать ток, и в конечном итоге разлагается только вода.

Вместо серной кислоты при электролизе воды можно прибавлять к ней едкий натр.

В этом случае на катоде, как уже известно, получаются водород и едкий натр:

$$2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2$$
$$NaOH \rightleftarrows Na^+ + OH^-.$$

На аноде же, при потере электронов ионами OH^-, также происходит вторичная реакция, при которой выделяется кислород:

$$4OH = 2H_2O + O_2.$$

Благодаря реакции на катоде количество едкого натра в растворе также остается неизменным, водород же и кислород в конечном итоге выделяются из воды.

При электролизе раствора Na_2SO_4 вторичные реакции происходят и на катоде, где выделяется водород и получается в растворе едкий натр, и на аноде, где выделяется кислород и получается серная кислота:

Катод (—)	Na_2SO_4	Анод (+)
$2Na$	$\leftarrow 2Na^+ + SO_4^{--} \rightarrow$	SO_4

$$2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2$$
$$2SO_4 + 2H_2O = 2H_2SO_4 + O_2.$$

Рис. 258. Прибор для электролиза сернонатриевой соли.

Если электролиз Na_2SO_4 производить в U-образной трубке (рис. 258) и к раствору прибавить лакмус, то лакмус у анода краснеет, а у катода синеет.

Для того чтобы на аноде выделялся кислород и получалась серная кислота, необходимо, чтобы анод был или угольный или из металла, на который не действуют кислоты, например — из платины. Если же анод взят медный, то выделения кислорода не происходит, а медь переходит в раствор в виде ионов меди:

$$Cu + SO_4 = CuSO_4 \rightleftarrows Cu^{++} + SO_4^{--}.$$

8. Степень диссоциации. По теории Аррениуса, число молекул данного электролита, распадающихся в растворе на ионы, зависит от концентрации раствора. Чем больше разбавлен раствор, тем больший процент молекул электролита распадается на ионы.

Подтверждением этому положению теории может служить следующий опыт. В прямоугольный плоский сосуд помещаются два электрода в виде пластин таких же размеров, как стенки сосуда (рис. 259). В цепь включается электрическая лампа, как в предшествующих опытах.

В сосуд вливается немного концентрированного раствора уксусной кислоты и включается ток. Лампа начинает слабо светиться.

Если понемногу прибавлять в сосуд воду и размешивать, то свечение лампы постепенно усиливается.

Это усиление тока нельзя приписать уменьшению сопротивления вследствие того, что увеличивается поперечное сечение жидкого проводника. Пропорционально увеличению объема жидкости уменьшается концентрация кислоты, и потому разбавление не должно было бы влиять на силу тока.

Объяснение наблюдаемого явления заключается в том, что одновременно с уменьшением концентрации кислоты усиливается электролитическая диссоциация:

$$H(C_2H_3O_2) \rightleftarrows H^+ + C_2H_3O_2^-.$$

При том же количестве кислоты процент распавшихся молекул с разбавлением увеличивается, т. е. увеличивается число переносящих электрический ток единиц — ионов.

Возрастание электропроводности с разбавлением в указанных условиях идет не беспредельно. После достаточно сильного разбавления возрастание электропроводности прекращается. Это объясняется тем, что при данном разбавлении уже все молекулы распались на ионы, произошла *полная диссоциация*. Поэтому при дальнейшем разбавлении число ионов остается то же самое и сила тока не увеличивается.

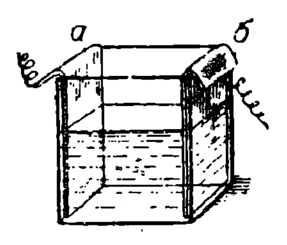


Рис. 259. Прибор для наблюдения изменения электропроводности раствора с разбавлением.

Полная диссоциация наступает обычно лишь при очень сильном разбавлении. Такое разбавление условно называют „бесконечное разбавление".

Под „разбавлением" обычно разумеют число литров раствора, содержащего граммолекулу данного электролита. Разбавление считается бесконечным, когда граммолекула растворена более чем в 10 000 литров.

У различных электролитов при одинаковом разбавлении *степень диссоциации* молекул на ионы, т. е. процент распавшихся на ионы молекул, различен.

Найти степень диссоциации электролита при данном разбавлении V (раствор граммолекулы в V литрах воды) можно на основании определения электропроводности в сосуде, как на рис. 259.[1] Сначала определяется электропроводность всего раствора при разбавлении, равном V *л*, и электропроводности всего раствора при бесконечном разбавлении.

На практике расчет ведут, исходя из так называемой молекулярной электропроводности всего раствора, содержащего граммолекулу электролита в V литрах воды и помещенного в сосуд между плоскими электродами (как на рис. 259), находящимися на расстоянии 1 *см* друг от друга, при разности потенциалов в 1 вольт. Так как устроить такой прибор достаточных размеров было бы трудно, электропроводность определяют в меньшем сосуде и молекулярную электропроводность находят путем расчета:

---

[1] Из физики известно, что электропроводность есть величина обратная сопротивлению. Если сопротивление раствора равно R омам, то $\frac{1}{R}$ есть электропроводность раствора.

В проведении тока участвует только диссоциированная часть электролита. Очевидно, что электропроводность первого раствора будет во столько раз меньше электропроводности второго раствора, во сколько раз число молекул, распавшихся на ионы в первом растворе, меньше числа молекул, распавшихся на ионы во втором растворе, т. е. меньше числа всех взятых молекул, так как при бесконечном разбавлении распадаются все молекулы.

Если, например, было найдено, что электропроводность 0,1-нормального раствора уксусной кислоты равна 4,73, а при бесконечном разбавлении (60 *г* в 10 000 *л*) равна 364, то можно составить такую пропорцию:

$$\frac{\text{Число распавш. молекул при разб. } V}{\text{Число распавш. молекул при беск. разб.}} = \frac{4,73}{364} = 0,0133.$$

Это значит, что при разбавлении V распадается 0,0133 всего количества молекул, или 1,33 из ста взятых молекул. Иначе, степень диссоциации уксусной кислоты в данном растворе равна 1,33%.

Электропроводность зависит не только от разбавления, но и от температуры: с повышением температуры электропроводность электролитов (в противоположность электропроводности металлов) увеличивается. Поэтому, сравнивая степени диссоциации электролитов, берут определения, сделанные при одной и той же температуре.

При определении степени диссоциации концентрацию можно рассчитывать не в граммолекулах, а в граммэквивалентах.

Если сравнивать степени диссоциации в растворах, содержащих один граммэквивалент в 10 *л* (0,1-нормальные растворы), то мы получим следующие данные.

Степени диссоциации **кислот** сильно различаются между собою.

Разной степенью диссоциации объясняется то, что кислоты имеют различную „силу".

Сильными кислотами являются: HNO_3, HCl, HJ, HBr, H_2SO_4 (степени диссоциации близки к 100%).

Средней силы кислотами: H_2SO_3, H_2CrO_4, H_3PO_4, HF (степень диссоциации 30—10%).

Слабыми: $H(C_2H_3O_2)$, H_2CO_3, H_2S, H_3BO_3 (степень диссоциации около 1% и меньше).

Щелочи — все сильно диссоциированы, за исключением NH_4OH (степень диссоциации около 1%).

Соли — почти все более или менее сильно диссоциированы.

При диссоциации двух или многоосновных кислот образуется несколько анионов.

Так, молекулы серной кислоты дают ионы HSO_4^- и ионы SO_4^{--}:

$$H_2SO_4 \rightleftarrows H^+ + HSO_4^- \rightleftarrows 2H^+ + SO_4^{--}.$$

Ортофосфорная кислота дает 3 аниона:

$$H_3PO_4 \rightleftarrows H^+ + H_2PO_4^- \rightleftarrows 2H^+ + HPO_4^{--} \rightleftarrows 3H^+ + PO_4^{---}$$

Этой постепенной диссоциацией объясняется образование гидросолей (кислых солей), например:

$$NaHSO_4,\ NaH_2PO_4,\ Na_2HPO_4 \text{ и т. д.}$$

9. Степень диссоциации электролитов и скорости реакций. Степень диссоциации электролитов определяет их активность при химических реакциях.

Так, например, реакция между кислотами и металлами протекает тем быстрее, чем сильнее, т. е. чем более диссоциирована, кислота.

Причина заключается в том, что реакция происходит не между молекулами, а между ионами. Чем больше концентрация ионов, тем реакция идет быстрее.

Реакцию между цинком и соляной кислотой мы можем себе представить так:

$$\overset{2e\rightarrow}{} Zn + \underbrace{2H^{+} + 2Cl^{-}}_{\downarrow\uparrow \; 2HCl} = \underbrace{Zn^{++} + 2Cl^{-}}_{\downarrow\uparrow \; ZnCl_2} + H_2,$$

2 электрона (e) от атома цинка переходят к двум ионам водорода, которые превращаются в электронейтральные атомы H. Атомы соединяются в молекулы H_2; выделяется газ водород.

По мере того как ионы H^+ удаляются из раствора, идет дальнейшая ионизация молекул HCl, которые постепенно нацело ионизируются, и в конце концов весь водород выделяется. В растворе останутся только ионы Zn^{++}, Cl^- и некоторое количество неионизированных молекул $ZnCl_2$.

Таким образом реакция идет, по существу, только между Zn и H^+ и ее можно выразить так:

$$Zn + 2H^{+} = Zn^{++} + H_2.$$

К этому же равенству сводится реакция между цинком и любой другой кислотой.

Ясно, что чем сильнее диссоциирована кислота, тем больше концентрация ионов H^+ в растворе, и тем быстрее должна итти реакция.

■ ***Опыт 1.*** Получите от преподавателя двунормальные (2-н) растворы соляной и уксусной кислот.

Влейте в три стакана по 100 *см*³ каждой кислоты, бросьте в каждый стакан почти одновременно по кусочку ленты магния длиною 5 *см* и наблюдайте течение реакций.

Вместо магния можно взять по совершенно одинаковому кусочку цинковой пластинки. ■

Раньше всего заканчивается реакция в соляной кислоте, а затем, значительно позже, — в уксусной, малодиссоциированной.

Скорости реакций соответствуют степени диссоциации кислот.

■ ***Опыт 2.*** Повторите опыт, взяв концентрированную серную кислоту уд. в. 1,84 (36-н) и 2-н кислоту. ■

Концентрированная кислота диссоциирована только на 1%. Поэтому с нею металл реагирует едва заметно. В 2-н — металл растворяется значительно быстрее.

■ *Опыт 3.* В две одинаковые колбочки поместите по 1 *г* порошка $CaCO_3$. В одну колбочку влейте отмеренные мензуркой 20 *см*[3] 2-н соляной кислоты, в другую — столько же 2-н уксусной кислоты. Старайтесь влить кислоты почти одновременно.

Наблюдайте результаты. Какая разница? ■

10. Ионные равновесия. Выше было сказано, что, по Аррениусу, реакция диссоциации обратима. При изменении концентрации или температуры реакция преимущественно идет в ту или другую сторону. Как же можно себе представить взаимоотношение молекул и ионов в растворе при неизменной концентрации и при постоянной температуре?

Мы можем нарисовать себе такую картину. Молекулы внесенного в воду электролита сейчас же начинают диффундировать, т. е. распространяться в воде во все стороны.

В то же время начинается и диссоциация этих молекул на ионы. Ионы (или сольваты ионов) также начинают беспорядочно двигаться среди молекул воды. При своем движении анионы и катионы между собою встречаются, сталкиваются и снова образуют молекулы. Чем больше ионов накопляется в растворе, тем чаще они встречаются и образуют молекулы.

В то же время молекулы опять распадаются на ионы. Эти два противоположных процесса в конце концов друг друга уравновешивают. Сколько молекул в единицу времени распадается на ионы, столько же вновь образуется. Таким образом устанавливается постоянное соотношение между числом неразложенных молекул и числом ионов, или, как говорят, наступает равновесие. Это равновесие, в отличие от механического — статического, т. е. неподвижного равновесия какого-нибудь тела, называют — **подвижное равновесие.**

Если раствор разбавить, то число столкновений ионов уменьшается, степень диссоциации раствора увеличивается. При очень сильном разбавлении, наконец, наступает полная диссоциация. [1]

Если в растворе находятся два электролита, то при столкновениях анионов и катионов могут образоваться новые молекулы.

Мы знаем, что при сливании растворов NaCl и KNO_3 никакого осадка не образуется. Выше (стр. 108) было сказано, что эта реакция не идет. Теперь мы это явление можем изобразить более отчетливо:

$$\begin{array}{ccccc} NaCl & \rightleftarrows & Cl^- & + & Na^+ \\ & & + & & + \\ KNO_3 & \rightleftarrows & K^+ & + & NO_3^- \\ & & \downarrow\uparrow & & \downarrow\uparrow \\ & & KCl & & NaNO_3 \end{array}$$

---

[1] По новейшим научным данным для сильных электролитов полная диссоциация наступает, повидимому, при любых концентрациях, а не при бесконечном разбавлении, как думал Аррениус. Последнее справедливо только для слабых электролитов. Вопрос о диссоциации сильных электролитов рассматривается в курсах физической химии, и мы на этом вопросе здесь останавливаться не можем. Кроме того, для разрешения тех задач, которые себе ставит курс средней школы, эти подробности не играют роли. В целом же теория распадения электролитов на ионы не только не опровергнута, но получила ряд новых подтверждений и объяснений.

Здесь приведены четыре реакции: первая горизонтальная строка — диссоциация NaCl, вторая — диссоциация KNO_3. Первая (после знака равновесия) вертикальная строка — образование и обратная диссоциация новых молекул KCl и вторая — образование и диссоциация новых молекул $NaNO_3$.

Из приведенного выше равенства мы видим, что ни одна из четырех реакций не идет до конца. В растворе находится восемь сортов различных частиц: 4 сорта молекул (все в ничтожных количествах, так как соли — сильные электролиты) и 4 сорта ионов. Но если бы мы могли удалять из раствора либо KCl либо $NaNO_3$, то реакция у нас дошла бы до конца.

11. Условия, при которых химические реакции между электролитами идут до конца. Условия, при которых реакция обмена доходит до конца, уже были разобраны выше (стр. 110, правило Бертолé). Здесь мы можем рассмотреть их с точки зрения равновесия между ионами.

Образование осадка.

В качестве примера разберем уже известную нам реакцию между хлористым натрием и азотносеребряной солью. При этой реакции получается осадок хлористого серебра AgCl. Реакции идут здесь таким образом:

$$\begin{array}{rcccc} & NaCl \rightleftarrows & Cl^- & + & Na^+ \\ & & + & & + \\ & AgNO_3 \rightleftarrows & Ag^+ & + & NO_3 \\ & & \downarrow\uparrow & & \downarrow\uparrow \\ \text{раствор} & & AgCl & & NaNO_3 \\ & & \downarrow\uparrow & & \\ \text{осадок} & & AgCl & & \end{array}$$

Ионы Cl^- и Ag^+, встречаясь, образуют очень мало растворимое (практически нерастворимое) хлористое серебро AgCl. Сразу же образуется насыщенный раствор, и хлористое серебро выпадает в осадок.

По мере удаления ионов Cl^- и Ag^+ идет дальнейшая диссоциация NaCl и $AgNO_3$. Происходит это потому, что вследствие удаления из раствора Cl^- и Ag^+ процесс обратного образования молекул NaCl и $AgNO_3$ из ионов перестает уравновешивать процесс диссоциации этих молекул. Таким образом равновесие нарушается, и в конце концов все серебро и весь хлор окажутся практически нацело в осадке, в растворе же останутся только ионы Na^+ и NO_3^- и ничтожное количество молекул $NaNO_3$.

Задача. Напишите подобные же схемы равновесия для реакций между $BaCl_2$ и H_2SO_4, $Pb(NO_3)_2$ и H_2SO_4, $FeCl_3$ и NaOH, $Ba(NO_3)_2$ и H_2SO_4.

Выделение газа.

■ ***Опыт 1.*** К небольшому количеству концентрированного раствора NH_4Cl прибавьте в пробирке концентрированной серной кислоты.

Вы замечаете белый дым — признак выделения HCl. ■

Происходящая реакция может быть изображена такой ионной схемой:

$$\begin{array}{ccccc} 2NH_4Cl & \rightleftarrows & 2NH_4^+ & + & 2Cl^- \\ & & + & & + \\ H_2SO_4 & \rightleftarrows & SO_4^{--} & + & 2H^+ \\ & & \downarrow\uparrow & & \downarrow\uparrow \\ & & (NH_4)_2SO_4 & & 2HCl \text{ раствор} \\ & & & & \downarrow\uparrow \\ & & & & 2HCl \text{ газ} \end{array}$$

Образующийся хлористый водород HCl сначала переходит в раствор, а затем, когда раствор им насытится, начинает выделяться в виде газа.

Ясно, что чем концентрированнее взятые растворы NH_4Cl и H_2SO_4, тем полнее происходит выделение газообразного HCl. На практике мы берем твердый NH_4Cl и концентрированную серную кислоту, содержащую только около 5% воды и диссоциированную только на 1%.

Задача. Напишите подобные же ионные схемы для реакций между NH_4Cl и NaOH, NH_4Cl и $Ca(OH)_2$, $AlCl_3$ и H_3PO_4, FeS и H_3PO_4.

Образование недиссоциированного или малодиссоциированного соединения.

Ионное учение объясняет нам, почему идет до конца реакция нейтрализации, хотя при этой реакции, как и при обмене между NaCl и KNO_3 (стр. 341), образуется растворимый в воде продукт, например, NaCl при реакции между NaOH и HCl. Для этой реакции можно написать следующую схему:

$$\begin{array}{ccccc} HCl & \rightleftarrows & H^+ & + & Cl^- \\ & & + & & + \\ NaOH & \rightleftarrows & OH^- & + & Na^+ \\ & & \downarrow & & \downarrow\uparrow \\ & & H_2O & & NaCl \end{array}$$

Вода почти не проводит электрического тока — в ней почти нет свободных ионов. Поэтому, по мере того как в растворе сталкиваются ионы H^+ и OH^-, они образуют молекулы воды, которые на ионы обратно почти не разлагаются. По мере того как удаляются ионы H^+ и OH^-, диссоциация молекул HCl и NaOH идет все дальше и дальше, пока, наконец, в растворе не останутся только ионы Cl^- и Na^+ и ничтожное количество молекул NaCl.

Задача. Напишите схемы реакций между $Ba(OH)_2$ и HCl, NaOH и H_3PO_4, $Ca(OH)_2$ и HNO_3.

Реакция нейтрализации любой кислоты любой щелочью фактически сводится к тому, что ионы H^+ и OH^- дают молекулы почти недиссоциирующей на ионы воды:

$$H^+ + OH^- = H_2O.$$

Это объясняет давно уже известный факт, что при нейтрализации сильных кислот сильными основаниями выделяется одно и то же количество тепла на граммэквивалент, а именно 13,7 *ккал.*

Растворение в серной кислоте гидрата окиси меди $Cu(OH)_2$ можно объяснить таким образом. Так как совсем не растворимых веществ нет,

то ничтожное количество $Cu(OH)_2$ переходит в раствор и дает ионы Cu^{++} и OH^-.

$$
\begin{array}{lclcl}
Cu(OH)_{2\ \text{тверд.}} \rightleftarrows Cu(OH)_{2\ \text{раств.}} & \rightleftarrows & Cu^{++} & + & 2OH^- \\
 & & + & & + \\
H_2SO_4 & \rightleftarrows & SO_4^{--} & + & 2H^+ \\
 & & \downarrow\uparrow & & \downarrow \\
 & & CuSO_4 & & 2H_2O.
\end{array}
$$

По мере образования молекул воды растворенный $Cu(OH)_2$ постепенно диссоциирует, твердый же $Cu(OH)_2$ постепенно переходит в раствор. Процесс идет до тех пор, пока весь $Cu(OH)_2$ не растворится.

Образованием малодиссоциированных соединений объясняется вытеснение в растворе слабых кислот сильными.

■ ***Опыт 2.*** К раствору уксуснонатриевой соли прилейте соляной кислоты; обратите внимание на появление запаха уксусной кислоты.

Напишите схему происходящей реакции. ■

12. Гидролиз солей. Мы уже знаем, что растворы многих солей имеют не нейтральную, а кислую или щелочную реакцию на лакмус. Это объясняется тем, что соли вступают в реакцию с водой, образуя основания и кислоты (стр. 233).

В тех случаях, когда основание сильное, а кислота слабая, реакция раствора соли щелочная, как у Na_2CO_3. Если же кислота сильная, а основание слабое, то реакция раствора соли — кислая, как у $AlCl_3$, $CuSO_4$ и др.

Теория электролитической диссоциации дает этим наблюдениям такое объяснение. То, что чистая вода, хотя и крайне слабо, но все же проводит электрический ток, показывает, что вода содержит некоторое количество ионов H^+ и OH^-. Из электропроводности чистой воды следует, что в ней около $0{,}00001\%$ молекул диссоциированы на ионы.

Раз ионы H^+ и OH^- в воде имеются, — они могут вступать в реакцию с другими ионами. Поэтому процесс, происходящий в растворе Na_2CO_3, можно изобразить в виде такой схемы:

$$
\begin{array}{lclcl}
Na_2CO_3 & \rightleftarrows & 2Na^+ & + & CO_3^{--} \\
 & & + & & + \\
2H_2O & \rightleftarrows & 2OH^- & + & 2H^+ \\
 & & \downarrow\uparrow & & \downarrow\uparrow \\
 & & 2NaOH & & H_2CO_3.
\end{array}
$$

Из этого равенства видно, что ионы CO_3^{--} дают малоионизированную кислоту H_2CO_3, тогда как ионы Na^+ и OH^- дают сильно ионизированный едкий натр. Удаление из раствора ионов H^+ при образовании молекул H_2CO_3 вызывает дальнейшую диссоциацию воды и т. д. Таким образом в растворе получается избыток ионов OH^-, и раствор имеет щелочную реакцию на лакмус.

В растворе же поваренной соли получились бы при гидролизе хорошо и приблизительно одинаково диссоциирующие $NaOH$ и HCl:

$$
\begin{array}{lclcl}
NaCl & \rightleftarrows & Na^+ & + & Cl^- \\
 & & + & & + \\
H_2O & \rightleftarrows & OH^- & + & H^+ \\
 & & \downarrow\uparrow & & \downarrow\uparrow \\
 & & NaOH & & HCl
\end{array}
$$

Поэтому практически реакция гидролиза не идет, и раствор поваренной соли имеет на лакмус нейтральную реакцию.

■ *Опыт.* Нагрейте в стакане почти до кипения дистиллированную воду и при помощи стеклянной палочки внесите в нее несколько капель раствора $FeCl_3$. Вы замечаете, что жидкость в стакане приобретает бурый цвет. Это образовался коллоидный раствор $Fe(OH)_3$.

Прибавьте к раствору лакмуса. Лакмус краснеет.

Объясните наблюдаемое явление и напишите соответствующую схему. ■

Задача. Напишите схемы реакций гидролиза для следующих солей: $AlCl_3$, $CuSO_4$, Na_2S и ответьте на вопрос, какую реакцию на лакмус должны иметь растворы этих солей.

ВОПРОСЫ ДЛЯ ПОВТОРЕНИЯ.

1. Перечислите общие характерные особенности кислот, щелочей и солей.
2. Как объясняется общность свойств кислот? щелочей?
3. В чем отличие ионов от атомов и молекул?
4. Как влияет на степень диссоциации разбавление раствора?
5. Чем объясняется различная химическая активность кислот?
6. Как точно определить понятие „кислота“ и „щелочь“?
7. Почему раствор глицерина не проводит электрического тока?
8. Почему концентрированная и сильно разбавленная серная кислота очень слабо действует на цинк?
9. Какой анион и какой катион находятся в растворе бертолетовой соли?
10. Как объяснить прохождение электрического тока через растворы электролитов?
11. Почему газообразный хлористый водород не называют кислотой?
12. Назовите известные вам „цветные“ ионы.
13. Чем объясняется способность воды вызывать электролитическую диссоциацию кислот, щелочей и солей?
14 Приведите примеры вторичных реакций при электролизе.
15. Каким образом можно определить степень диссоциации электролита?
16. Что такое бесконечное разбавление электролита?
17. Как влияет температура на степень диссоциации электролитов?
18. Почему уксусная кислота плохо проводит ток, а соляная — хорошо?
19. Как должна измениться электропроводность раствора уксусной кислоты, если мы прильем к нему аммиак?
20. Какие ионы всегда имеются в хорошо приготовленном супе?
21. Нарисуйте, пользуясь обозначениями, применяемыми на рис. 257, картину электролиза серноалюминиевой соли.
22. Какой электрод при никкелировании должен делаться из никкеля?
23. Назовите две сильных и две слабых кислоты.
24. Назовите слабую щелочь.
25. Почему на этикетках бутылок с лечебными минеральными водами обычно пишут содержание в воде не солей, а ионов?
26. Напишите в виде ионных схем следующие реакции:

$$KBr + AgNO_3;\ CuCl_2 + 2KOH;\ Cu(NO_3)_2 + Na_2HPO_4;\ Pb(C_2H_3O_2)_2 + K_2SO_4.$$

27. Как изменится степень диссоциации водного раствора кислоты, если к нему прибавить спирт?
28. При действии натрия на спирт выделяется водород и получается соединение, в состав которого входит натрий. Почему спирт нельзя назвать кислотой?
29. Какую реакцию на лакмус имеет раствор K_2CO_3, какую — $ZnCl_2$, какую $CuSO_4$?
30. Какие ионы может давать в растворе $Al(OH)_3$?
31. Разберите с электронной точки зрения реакцию между Al и H_2SO_4.

ОГЛАВЛЕНИЕ.

АТОМНЫЕ ВЕСА ВАЖНЕЙШИХ ЭЛЕМЕНТОВ.

Азот	N	14,008	Натрий	Na	22,997
Алюминий	Al	26,97	Неон	Ne	20,183
Аргон	Ar	39,944	Никкель	Ni	58,69
Барий	Ba	137,36	Олово	Sn	118,70
Берилий	Be	9,02	Платина	Pt	195,23
Бор	B	10,82	Радий	Ra	226,05
Бром	Br	79,916	Ртуть	Hg	200,61
Висмут	Bi	209,00	Рубидий	Ro	85,48
Водород	H	1,0081	Свинец	Pb	207,21
Вольфрам	W	184,0	Селен	Se	78,96
Гелий	He	4,003	Сера	S	32,06
Железо	Fe	55,84	Серебро	Ag	107,880
Золото	Au	197,2	Стронций	Sr	87,63
Иод	J	126,92	Сурьма	Sb	121,76
Иридий	Ir	193,1	Теллур	Te	127,61
Кадмий	Cd	112,41	Титан	Ti	47,90
Калий	K	39,096	Торий	Th	232,12
Кальций	Ca	40,08	Углерод	C	12,01
Кислород	O	16,000	Уран	U	238,07
Кобальт	Co	58,94	Фосфор	P	30,978
Кремний	Si	28,06	Фтор	F	19,000
Литий	Li	6,940	Хлор	Cl	35,457
Магний	Mg	24,32	Хром	Cr	52,01
Марганец	Mn	54,93	Цезий	Cs	132,91
Медь	Cu	63,57	Церий	Ce	140,13
Молибден	Mo	95,95	Цинк	Zn	65,38
Мышьяк	As	74,91	Цирконий	Zr	91,22

Периоды	Ряды	Группы элементов								
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII	0
I	1	**1. H** Водород 1,0081								**2. He** Гелий 4,003
II	2	**3. Li** Литий 6,940	**4. Be** Бериллий 9,02	**5. B** Бор 10,82	**6. C** Углерод 12,01	**7. N** Азот 14,008	**8. O** Кислород 16,000	**9. F** Фтор 19,000		**10. Ne** Неон 20,183
III	3	**11. Na** Натрий 22,997	**12. Mg** Магний 24,32	**13. Al** Алюминий 26,97	**14. Si** Кремний 28,06	**15. P** Фосфор 30,978	**16. S** Сера 32,06	**17. Cl** Хлор 35,457		**18. Ar** Аргон 39,944
IV	4	**19. K** Калий 39,096	**20. Ca** Кальций 40,08	**21. Sc** Скандий 45,10	**22. Ti** Титан 47,90	**23. V** Ванадий 50,95	**24. Cr** Хром 52,01	**25. Mn** Марганец 54,93	**26. Fe** Железо 55,84 **27. Co** Кобальт 58,94 **28. Ni** Никкель 58,69	
	5	**29. Cu** Медь 63,57	**30. Zn** Цинк 65,38	**31. Ga** Галлий 69,72	**32. Ge** Германий 72,60	**33. As** Мышьяк 74,91	**34. Se** Селен 78,96	**35. Br** Бром 79,916		**36. Kr** Криптон 83,7
V	6	**37. Rb** Рубидий 85,48	**38. Sr** Стронций 87,63	**39. Y** Иттрий 88,92	**40. Zr** Цирконий 91,22	**41. Nb** Ниобий 92,91	**42. Mo** Молибден 95,95	**43. Ma** Мазурий ?	**44. Ru** Рутений 101,7 **45. Rh** Родий 102,91 **46. Pd** Палладий 106,7	
	7	**47. Ag** Серебро 107,880	**48. Cd** Кадмий 112,41	**49. In** Индий 114,76	**50. Sn** Олово 118,70	**51. Sb** Сурьма 121,76	**52. Te** Теллур 127,61	**53. J** Иод 126,92		**54. X** Ксенон 131,3
VI	8	**55. Cs** Цезий 132,91	**56. Ba** Барий 137,36	**57—71.** Редкоземельные элементы [1]	**72. Hf** Гафний 178,6	**73. Ta** Тантал 180,88	**74. W** Вольфрам 184,0	**75. Re** Рений 186,31	**76. Os** Осмий 191,5 **77. Ir** Иридий 193,1 **78. Pt** Платина 195,23	
	9	**79. Au** Золото 197,2	**80. Hg** Ртуть 200,61	**81. Tl** Таллий 204,39	**82. Pb** Свинец 207,21	**83. Bi** Висмут 209,00	**84. Po** Полоний (210,0)	**85.** ? —		**86. Rn** Радон 222
VII	10	**87.** ? —	**88. Ra** Радий 226,05	**89. Ac** Актиний (227)	**90. Th** Торий 232,12	**91. Pa** Протактиний (231)	**92. U** Уран 238,07			
Типы высш. солеобраз. окислов и водородн. соединений		R_2O	RO	R_2O_3	RO_2 RH_4	R_2O_5 RH_3	RO_3 RH_2	R_2O_7 RH	RO_4	

[1] РЕДКОЗЕМЕЛЬНЫЕ ЭЛЕМЕНТЫ

57. La Лантан 138,92	**58. Ce** Церий 140,13	**59. Pr** Празеодим 140,92	**60. Nd** Неодим 144,27	**61.** ? —	**62. Sm** Самарий 150,43	**63. Eu** Европий 152,0	**64. Gd** Гадолиний 156,9
65. Tb Тербий 159,2	**66. Dy** Диспрозий 162,46	**67. Ho** Гольмий 163,50	**68. Er** Эрбий 167,20	**69. Tu** Тулий 169,4	**70. Yb** Иттербий 173,04	**71. Cp** Кассиопей 175,0	

КАРТА ВАЖНЕЙШИХ ПОЛЕЗНЫХ ИСКОПАЕМЫХ И ХИМИЧЕСКОГО СЫРЬЯ.

Часть месторождений обозначена условными знаками, которые приведены на карте слева наверху, часть — химическими формулами, или символами элементов, помещенными в соответствующих местах на карте, как S, Br, H_2S, Na_2SO_4.

На карту нанесены также химические комбинаты, упоминаемые в тексте.

